DU

N° 441

MAGNÉSIUM

ET DE SES SELS EMPLOYÉS EN PHARMACIE

SYNTHÈSE

PRÉSENTÉE A L'ÉCOLE SUPÉRIEURE DE PHARMACIE DE MONTPELLIER

LE MARS 1888

PAR

Eugène RAYBAUD

Né à Saint-Tropez

Pour obtenir le grade de Pharmacien de 1re classe

MONTPELLIER

IMPRIMERIE SERRE ET RICOME, RUE VIEILLE-INTENDANCE, 5

1888

École Supérieure de Pharmacie de Montpellier.

PROFESSEURS

MM. J.E. DIACON (I. P. ✿), DIRECTEUR. *Chimie générale*

J.-E. PLANCHON ✿ ✠✠ (I. P.✿) *Histoire naturelle des médicaments. Botanique.*

F. JEANJEAN (I. P. ✿)..... *Chimie analytique et Toxicologie.*

L. SOUBEIRAN ✠✠✠✠..... *Pharmacie.*

A. IMBERT (A. ✿)..... ..... *Physique.*

COURS COMPLÉMENTAIRES ET AUXILIAIRES

MM. MASSOL, chargé du cours..... *Minéralogie et Hydrologie.*

COURCHET, chargé du cours... *Matière médicale.*

GAY, Agrégé ..... *Pharmacie Chimique.*

MALOSSE, Agrégé ..... *Chimie minérale.*

AGRÉGÉS

MM. Th. MALOSSE ✠ (A. ✿).

G. MASSOL.

L. COURCHET.

F. GAY.

Secrétaire: H. GOT (I. P. ✿).

Secrétaire honoraire: F.-J. BLAISE (I. P. ✿).

NOTA.— L'Ecole de pharmacie n'accepte la responsabilité d'aucune des opinions émises par les candidats, dans les Thèses ou Synthèses qui lui sont présentées.

A LA MÉMOIRE DE MON PÈRE

A MA MÈRE

A MON FRÈRE

E. RAYBAUD.

AUX MIENS

A MES AMIS

E. RAYBAUD.

INTRODUCTION.

Le magnésium et ses composés nous avaient paru assez intéressants pour faire le sujet de notre synthèse inaugurale. Nous regrettons que le temps limité dont nous disposions ne nous ait pas permis de faire plus complet ce travail que nous soumettons à nos Juges.

Nous avons divisé cette étude en cinq chapitres.

Dans le premier, nous nous occupons de l'état naturel du magnésium et de ses minerais les plus importants.

Dans le second, nous étudions les sels de magnésium employés en pharmacie.

Dans le troisième, nous avons considéré l'extraction du magnésium, les caractères de ses sels, leur analyse et leur dosage.

Nous avons consacré le quatrième à l'action physiologique et pharmacologique des sels de magnésium.

Enfin, nous avons cru bien terminer notre programme en parlant du magnésium dans les eaux minérales.

Arrivé à la fin de nos études classiques de pharmacie, nous croirions manquer à notre devoir si nous ne témoignions

pas à tous nos Maîtres de cette école le sentiment de gratitude que nous leur devons.

Qu'il nous soit permis de remercier ici plus spécialement M. le professeur Soubeiran, MM. les professeurs-agrégés Massol et Courchet, et M. le chef des travaux pratiques Astre, qui ne nous ont pas ménagé leurs conseils.

DU MAGNÉSIUM

ET DE SES SELS EMPLOYÉS EN PHARMACIE

CHAPITRE PREMIER

État naturel, différents minerais renfermant de la magnésie. — Étude de ceux qui servent le plus spécialement à la préparation des sels magnésiens.

Les minerais de magnésium sont très nombreux dans la nature. Les uns sont en solution dans les eaux de la mer et dans certaines eaux minérales ; ils existent aussi à l'état solide, dans les gisements de Stassfurth, par exemple ; les autres sont insolubles et existent dans le sein de la terre. Dans les premiers se trouvent le chlorure, l'azotate et le sulfate ; dans les minerais insolubles, l'on peut classer tous les autres.

MINERAIS SOLUBLES

Chlorure de magnésium.

Il existe deux sources abondantes de chlorure de magnésium : les eaux de la mer et les gisements de Stassfurth.

dans les eaux de la mer. Le sel gemme constitue une couche épaisse de plus de 107 mètres de profondeur et très inclinée. On y arrive par deux puits, l'un de 256 mèt., l'autre de 150 mèt. Par le plus profond, on traverse les couches suivantes :

1° Une couche épaisse de grés bigarré;

2° Une couche de gypse et d'anhydrite;

3° Une couche de marne qui enveloppe le gisement salin.

A partir de la marne, le puits traverse une quatrième couche alternativement jaunâtre, grise ou rouge. Ce sont les sels de déblai; au-dessous, se trouve le sel gemme.

La composition de la couche des sels de déblai varie. On l'a divisée en trois régions, mais la limite de chacune d'elles n'est pas bien définie; on peut leur assigner la composition suivante (1):

1° Une région supérieure qui renferme la *carnallite* et des nodules de boracite ($Mg^7Bo^{16}O^3Cl^2$) quelquefois de la grosseur de la tête. Cette région a environ 21 mètres d'épaisseur;

2° Une région moyenne, dite de la kilsérite, qui est un sulfate naturel de magnésium ($So^4Mg + H^2O$); cette couche a 28 mètres d'épaisseur;

3° Une région inférieure, dite de la polyhalite, sulfate triple de potassium, de magnésium et de calcium; il y a, en outre, du chlorure de sodium et des chlorures déliquescents.

Ces trois couches sont précisément dans l'ordre où se déposent les sels par l'évaporation continue d'une masse déterminée d'eau de mer.

Pour extraire la carnallite des sels de déblai, on les traite par le procédé Balard, après dissolution dans l'eau, et l'on

(1) Knapp, Traité de chimie technologique et industrielle, p. 35.

a, en définitive, des cristaux abondants de chlorure double de potassium et de magnésium.

La *carnallite* ($KCl + MgCl^2 + 6H^2O$) se présente dans ces gisements en masse compacte grenue, d'un éclat vitreux, incolore, transparente, quelquefois colorée en rouge par du fer oligiste.

Elle cristallise en cube, elle est déliquescente. Traitée par une quantité d'eau insuffisante pour la dissoudre, elle se dédouble en chlorure de potassium qui ne se dissout pas, et en chlorure de magnésium qui entre en dissolution.

Nitrate de magnésium.

Ce minerai n'existe guère que conjointement avec le nitrate de chaux, dans le salpêtre, dans l'eau des puits de Paris et des fontaines de Stockholm.

Sulfate de magnésium (kilsérite).

Se trouve dans la masse de sel gemme de Stassfurth, où il est mélangé à la carnallite; on le trouve en masse compacte granulaire, blanche, grisâtre ou jaunâtre, opaque ou translucide.

Il cristallise dans la forme orthorhombique.

Le sulfate de magnésie existe, d'autre part, dans les eaux minérales magnésiennes (*Epsom*, *Sedlitz*, *Seydschutz*, *Egra*, *Pullna*, etc.), auxquelles il communique leur saveur amère et leurs propriétés purgatives.

On lui a donné le nom d'*epsomite*. Ce sel n'est pas déliquescent, et peut exister à l'état solide dans la nature; on le trouve sous forme d'efflorescences à la surface de la terre, dans la Haute-Asie, à Salinelle, près de Montpellier, et à

Ménilmontant, près de Paris. Il y en a surtout dans les lieux où abondent les schistes à la fois magnésiens et pyriteux, comme Sallanche, près du Mont-Blanc, et à Moustiez (Basses-Alpes); dans les plâtrières de Fitou (Aude), il existe en petites masses et en veines.

Sa forme cristalline primitive est un prisme rhomboïdal droit.

Polyhalite.

La polyhalite est dans les sels de déblai de Stassfurth. Elle cristallise suivant le système orthorhombique ou clinorhombique.

MINERAIS INSOLUBLES.

Ces minerais sont nombreux et complexes comme composition chimique. Notre intention n'est pas de les étudier tous; nous nous arrêterons seulement à ceux qui présentent le plus d'intérêt.

Périclase.

Ce minerai est un oxyde naturel de magnésium cristallisé en octaèdres réguliers, d'un gris plus ou moins verdâtre, en masse transparente ou translucide; il est disséminé dans les blocs dolomitiques éruptifs de la Somma.

Brucite.

La brucite est de la magnésie hydratée ($MgOH^2O$); les cristaux sont réunis en lames hexagonales, transparentes et flexibles, d'un éclat nacré. Quelquefois ils sont en masses

cristallines ou fibreuses, d'une couleur blanc-grisâtre ou verdâtre.

La brucite cristallise en rhomboèdre; on la rencontre en veines dans la serpentine.

Pyroaurite.

Ce minerai se présente en tables hexagonales d'un jaune d'or. Il répond à la formule $Fe^2O^36MgO15H^2O$, d'après M. Igelström; il peut renfermer jusqu'à 15 p. 100 d'acide carbonique.

On l'a trouvée à Longban, en Warmeland.

Giobertite.

(Syn. Magnésite. magnésie carbonatée, breunnerite, baudissérite.)

La giobertite est du carbonate de magnésium $MgCO^3$; elle se présente en masses cristallines ou compactes blanches, jaunes ou brunes; elle est rarement en cristaux.

La variété breunnerite contient de 3 à 16 % d'oxyde ferreux.

Les cristaux sont des rhomboèdres de 107°29'; le clivage est rhomboédrique et parfait.

On en importe de grandes quantités, par la voie de Marseille, de l'île d'Eubée.

Elle existe dans les schistes talqueux ou dans d'autres roches magnésiennes.

Dolomie.

La dolomie est un carbonate double de calcium et de magnésium; ce minerai se présente souvent avec une composition constante, pouvant être représentée par la formule

$(CO^3)^2CoMg$. Il contient en poids 54,21 % de carbonate de calcium et 45,79 % de carbonate de magnésium (1).

Sa densité est de 2,8 à 2,9 ; elle raye le carbonate de chaux rhomboédrique, mais elle est un peu moins dure que l'aragonite.

Elle cristallise en rhomboèdre de 106°15 ; les cristaux présentent souvent des faces courbes.

La poudre de dolomie fait effervescence avec les acides; les fragments s'y dissolvent lentement sans effervescence apparente; cette dernière propriété l'a fait nommer chaux carbonatée lente.

On trouve dans la nature la dolomie sous différents aspects.

Lorsqu'elle se présente en incrustations cristallines et arrondies sur d'autres substances, elle possède un éclat nacré prononcé qui lui a valu le nom de *spath perlé.*

La dolomie peut encore se présenter en grandes masses saccharoïdes, analogues par leur blancheur et leur éclat au marbre de Carrare; mais les cristaux, qui forment ces masses paraissent mal soudés entre eux et se désagrègent très facilement. Cette dolomie est beaucoup plus rude au toucher que le marbre.

Il existe aussi de la dolomie compacte et de la dolomie terreuse.

La dolomie forme des dépôts considérables dans un grand nombre de terrains; on la trouve dans des terrains très rapprochés des primitifs, comme aux environs du Saint-Gothard, où elle forme des couches puissantes intercalées avec du micachiste et des roches serpentineuses.

Il en existe aussi de grandes masses dans les terrains secondaires, principalement dans le calcaire pénéen, qu'elle

(1) De Lapparent, Minéralogie 1884, p. 423.

remplace même quelquefois entièrement, comme en Angleterre; on en trouve aussi dans le Lias, dans le calcaire jurassique.

Dans presque toutes ces dispositions, on a remarqué que la dolomie se trouvait en relation avec les roches ignées, telles que des ophites, des amygdaloïdes et des basaltes, d'où l'on a supposé qu'elle était le résultat de la transformation du carbonate de chaux des terrains de sédiment en carbonate double de chaux et de magnésie; cette transformation se serait opérée lors de l'expulsion des roches ignées, par voie de cémentation, au moyen d'une effluve de particules magnésiques, sorties simultanément du sein de la terre (1).

M. de Lapparent explique la formation de la dolomie de la manière suivante : quand un calcaire contient une certaine proportion de carbonate de magnésie, le carbonate de chaux, beaucoup plus soluble que celui de magnésie, est seul entraîné par les eaux chargées d'acide carbonique; il en résulte un enrichissement progressif de la roche en magnésie. Ainsi, à la longue, un calcaire qui n'était que faiblement magnésien peut être transformé en dolomie.

Un effet de ce genre a été constaté sur d'anciens atolls de l'Océan Pacifique. Le carbonate double de chaux et de magnésie étant plus dense que la calcite, la roche devient caverneuse; en même temps disparaissent les fossiles et les traces de la stratification primitive, et dans les druses ou cavités produites par la contraction, la dolomie cristallise en rhomboèdre (2).

Le calcaire compact de Matéa renferme jusqu'à 38,07 % de carbonate de magnésie: c'est presque de la dolomie. Il est probable que ce récif émergé est le fond d'une ancienne

(1) J.-B. Guibourt et G. Planchon, Histoire naturelle des drogues simples, t. I, minéralogie, p. 413).

(2) De Lapparent, Traité de géologie 1883, p. 319.

lagune, et que les sels magnésiens contenus dans l'eau de cette lagune ont suffi pour introduire l'élément dolomitique dans le massif sous-jacent par voie d'infiltration accomplie au fur et à mesure de son émersion (1).

Hydromagnésite ou *Lancastérite* ($4MgO,3CO^2,4H^2O$)

Se présente en petits cristaux blancs, à éclat vitreux ou nacré, ordinairement en touffes aciculaires, en masses terreuses dans la serpentine à Hrubschits (Moravie) et à Texas dans le duché de Lancastre.

La brucite de l'Hoboken se change fréquemment à l'air en un hydrocarbonate de magnésie pulvérulent, ayant la composition de la lancastérite.

L'hydromagnésite cristallise en prisme clinorhombique.

Boracite.

Chloroborate de magnésie répondant à la formule $Mg^7Bo^{16}O^3Cl^2$. Se présente en cristaux transparents incolores, quelquefois opaques, blancs ou grisâtres, ou en masses amorphes engagées dans le gypse et l'anhydrite à Lünebourg (Brunswick) et à Sageberg (Holstein).

La brucite cristallise dans le type cubique, avec hémiédrie tétraédrique. Les formes les plus communes sont le cube et un dodécaèdre rhomboïdal.

Wagnérite.

(Syn. : Pleuroclase, Magnésie phosphatée).

C'est un fluophosphate de magnésie, de formule chimique

(2) Dana Corals and Coral-island, London 1872, p. 357.

[(PhO^{4}Mg)''(MgFl)'], avec petite quantité de protoxyde de fer et de chaux remplaçant la magnésie.

Cette substance est rare; on la trouve en cristaux transparents ou opaques, d'un éclat vitreux, d'une couleur jaune plus ou moins foncée, à cassure inégale ou esquilleuse.

Elle vient de Hällgraben, près de Werfen (Salzbourg), où on la trouve dans des filons quartzeux irréguliers qui traversent un schiste argileux.

La wagnérite cristallise en prisme clinorhombique, dont les faces sont fortement striées.

Bobiérite.

Est un phosphate hydraté de magnésie qui cristallise en prisme hexagonal.

On la trouve dans le Guano.

Talc.

(Syn. : Stéatite, craie de Briançon, pierre olaire).

Le talc est un silicate hydraté de magnésie, avec un peu de fer et d'alumine ($3MgO,4SiO^2,H^2O$). On le trouve en lames minces hexagonales paraissant dériver d'un prisme orthorhombique voisin de 120°; le clivage en est très facile.

Ce minerai possède quelquefois un éclat nacré, translucide ou transparent; plus souvent on le trouve en masses opaques compactes, à cassure esquilleuse ou terreuse, flexible, non élastique, très tendre, que l'on peut rayer à l'ongle, onctueux au toucher.

Il est de couleur blanche, blanc-verdâtre, verte, grise, brune ou rosée.

On le rencontre dans les diorites, les serpentines, les calcaires cristallins, les dolomies, les gneiss et les schistes mica-

cés, dans le Tyrol, près du Saint-Gothard, à Chamonix et en Sibérie.

Magnésite.

(Syn. : écume de mer).

C'est un hydrosilicate de magnésie, répondant à la formule $3SiO^2,2MgO$, avec une quantité d'eau variant de 2 à 4 molécules.

La magnésite est terreuse ou compacte, souvent mélangée à la giobertite, d'un blanc mat, parfois jaunâtre ou rosé ; elle est tenace, tendre et sèche au toucher. Elle se ramollit dans l'eau, avec laquelle elle fait une pâte fine et courte.

On la trouve dans les terrains secondaires et tertiaires, dans les environs de Brousse (Asie-Mineure) et à Baldissero (Piémont); il y en a aussi à Saint-Ouen et à Couloumiers.

Serpentine

Ce minerai est encore un silicate hydraté de magnésie, de formule chimique : $2SiO^23MgO$, avec 2 ou 3 molécules d'eau. Une partie de la magnésie peut être remplacée par de l'oxyde ferreux, et quelquefois par de petites quantités d'oxyde de chrome ou de nickel. Cette substance constitue plutôt une roche qu'un minerai bien défini.

On rencontre la serpentine, en grandes masses, dans le Tyrol, près de Florence, en Suède, en Saxe, en Cornouaille, dans les Vosges, dans le Var, au Canada et dans les Etats-Unis.

En 1863, M. Mac Muller avait trouvé l'*Eozoon canadense* dans le calcaire du Laurentien, calcaire serpentineux. MM. Dawson, Carpenter et Rupert Jones crurent y reconnaître la structure d'un foraminifère ; mais, d'après les recherches

les plus récentes et de l'aveu des paléontologistes les plus compétents, de M. Möbius en particulier, tout porte à croire que l'Eozoon n'est qu'un simple accident minéralogique, susceptible de se produire dans tous les mélanges intimes de la calcite avec la serpentine ou la pyroxène (1).

Il existe différentes variétés de serpentine :

La *Serpentine noble*, vert olive, translucide sur les bords.

La *Serpentine commune*, sombre, à peine translucide.

L'*Antigorite*, en lamelles transparentes d'un beau vert.

La *Bastite* ou *Schillerspath*, à lames facilement clivables, à éclat métalloïde, brun tombac ou jaune laiton.

Le *Chrysotile*, serpentine à fibres soyeuses, d'un vert jaune d'or.

La *Cérolite*, réniforme ou compacte, blanc-jaunâtre, à toucher gras.

La *Deweylite*, dont l'aspect rappelle celui de la gomme arabique.

Le *Xylotile* est compact, fibreux, se divise à la manière du bois.

Le mélange de veines calcaires et de serpentines communes constitue le marbre vert antique.

A l'exception du chrysotile, dont les fibres ont une véritable individualité cristallographique, la serpentine paraît constituer un minéral colloïde, tenant en suspension les fibres des minéraux aux dépens desquels elle s'est formée (2).

Villartite.

La villartite est une forme de silicate de magnésie hydraté se rapprochant des serpentines.

(1) De Lapparent, 1883, Géologie, p. 639.
(2) De Lapparent, Minéralogie, p. 408.

Elle cristallise en prisme rhombique, en cristaux verts.
On le trouve dans le gîte de fer oxydulé de Traverselle.

Amiante.

L'amiante est une variété de *Trémolite*, une *Asbeste;* on le rapporte à l'amphibole. M. Bonsdorff a donné l'analyse de la variété de la tarantaise.

Silice	58,20
Chaux	15,55
Magnésie	22,40
Oxyde ferreux	3,22
Albumine	0,14
Eau	0,14
Acide fluorique	0,66

L'amiante se présente en longs filets flexibles, doux au toucher, mais non onctueux; il est blanc ou blanc-grisâtre.
On le trouve dans les filons et les druses des roches cristallines anciennes.

CARACTÈRES GÉNÉRAUX DES MINERAIS MAGNÉSIENS.

La magnésie communique à la plupart de ses composés naturels un toucher onctueux qui permet de les reconnaître.
Les minerais de magnésium offrent peu de caractères distinctifs au chalumeau.
Le plus saillant est la coloration rose pâle qu'ils prennent lorsqu'on les chauffe fortement avec une dissolution de nitrate de cobalt, et encore, pour que cette coloration se produise, faut-il que le composé magnésien soit sensiblement

pur et ne contienne pas d'autres bases. La présence de la silice n'a pas d'influence sur la réaction.

Pour obtenir nettement la coloration, il faut avoir soin de dessécher le sel magnésien sur du charbon ; avec un agitateur en verre, trempé dans une solution de nitrate de cobalt, on touche un point de la masse desséchée et on chauffe aussi fortement que possible. Le sel noircit d'abord, puis, en continuant à chauffer, la couleur rose pâle apparaît.

Il est difficile de voir, tout de suite, cette couleur, mais lorsque les yeux ne sont plus fatigués par l'éclat que la substance possédait, quand elle était chauffée, et que cette substance est refroidie, la couleur rose pâle est évidente.

Lorsqu'on opère sur une poudre de minerai, il faut avoir soin d'en faire une pâte ferme avec de l'eau, de la dessécher sur le charbon et de la traiter comme ci-dessus.

Les sels de magnésium ne colorent pas la flamme, mais, sous l'influence de la chaleur, ils prennent un grand éclat.

La magnésie se dissout en assez grande quantité dans le sel de phosphore *(phosphate double de soude et d'ammoniaque hydraté)* et dans le borax ; les perles restent transparentes quand elles ne sont pas trop chargées en magnésie ; elles deviennent, au contraire, opalines lorsqu'elles en sont saturées. Les composés de magnésium sont infusibles au chalumeau (1).

USAGES.

Quelques minerais ont, dans les arts, une utilité directe :
Une variété de chlorite (silicate de magnésie et de fer), la

(1) A. Terreil. Traité pratique des essais au chalumeau, 1875, p. 179.

terre de Vérone, fournit à la peinture une belle couleur verte d'une grande solidité.

Le talc, quand il est en belles lames transparentes, a été employé comme fard, crayon-pastel ; on s'en sert pour satiner le papier, pour apprêter les tissus de coton, pour dégraisser la soie : c'est le crayon des tailleurs, la poudre onctueuse dont se servent les cordonniers pour faciliter l'essayage des chaussures.

L'écume de mer ou magnésite sert à faire des pipes.

La magnésie de salinelle, en poudre, sert à dégraisser les laines et à enlever les taches de graisse sur la soie.

La serpentine sert à faire des fourneaux et des marmites qui résistent au feu (1).

On employait autrefois, dans les laboratoires de chimie, des creusets d'oxyde de magnésie, ce qui permettait d'élever très haut la température.

Thiloriez se servait de creusets de ce genre pour la fonte du platine.

Depuis, M. Caron a donné le procédé qui permet à l'industrie d'utiliser la giobertite pour la fabrication des creusets et des objets réfractaires.

Les variétés les plus pures servent à la fabrication des crayons à lumière oxhydrique ; il faut que cette variété soit exempte de silice (2).

(1) M. Girardin, Leçons de chimie appliquée aux arts industriels, t. II, p. 310.
(2) M. J. Girardin, Leçons de chimie appliquée aux arts industriels, t. II, p. 313.

CHAPITRE II.

Des sels de magnésium employés en pharmacie.

Magnésie MgO. — *Oxyde de magnésie.* — *Magnésie calcinée.*

La magnésie ou oxyde de magnésie se présente sous la forme d'une poudre blanche, insipide, infusible, légèrement alcaline. Délayée dans l'eau, elle verdit le sirop de violettes et bleuit le tournesol ; l'eau en dissout très peu : à froid, elle en dissout 1 partie pour 5142 d'eau ; à chaud, 1 partie pour 36000 d'eau bouillante. En présence de l'eau, elle s'hydrate lentement avec une légère élévation de température.

M. Ditte a fait voir que les propriétés physiques de la magnésie, de même que pour les autres oxydes, varient avec la température à laquelle elle a été calcinée ; cette base est d'autant plus difficile à dissoudre dans les acides étendus, qu'elle a été chauffée davantage, et ses propriétés hydrauliques sont d'autant plus manifestes, que la calcination a été plus forte. Cependant, à la température du rouge-blanc, elle perd la faculté de se combiner rapidement à l'eau ; cette variation des propriétés physiques paraît même se poursuivre dans les combinaisons de la magnésie avec l'eau.

Préparation.— Pour obtenir la magnésie, on prend la magnésie blanche du commerce (hydrocarbonate de magnésie), on la pulvérise par frottement sur un tamis, on la met dans des pots de terre, et on la calcine au rouge-blanc pendant deux heures. Pour opérer cette calcination, on se sert, dans l'industrie, de pots de terre spéciaux appelés camions. Ces

vases sont superposés et fortement serrés entre eux par des fils de fer.

Planche a démontré expérimentalement que, pour obtenir de la magnésie de densité très faible, il importe de calciner de la magnésie blanche finement pulvérisée et non tassée. L'appareil à calcination se compose alors de camions superposés et attachés entre eux par des fils de fer. Les bords des vases doivent s'adapter exactement les uns sur les autres ; à l'exception du vase inférieur, tous les autres sont percés, dans le fond, d'une large ouverture qui permet de remplir facilement l'ensemble de magnésie blanche, et laisse en même temps une voie largement ouverte au dégagement d'acide carbonique et de vapeur d'eau.

On trouve dans le commerce une magnésie, dite magnésie anglaise de Henry, qui est impure et très dense.

Thomas Barr a donné une composition moyenne de plusieurs échantillons de cette magnésie : 94 % de magnésie et 6 % d'eau, de silice d'alumine, de chaux, d'oxyde de fer, de sulfate de magnésie et de sulfate de soude. Cette substance est douce au toucher et d'un aspect nacré ; elle ne se dissout pas à froid dans les acides étendus. M. Collas a donné le procédé suivant : On prépare avec de la magnésie blanche et de l'eau une pâte ferme que l'on bat avec soin ; cette pâte est séchée dans une étuve, puis placée dans des creusets où l'on a soin de la tasser fortement. On les porte alors au feu et on leur fait subir longtemps une température très élevée.

La magnésie doit être calcinée dans des vases exempts de fer, car un peu d'oxyde de fer pourrait pénétrer dans la masse et la colorer.

Altérations.— La magnésie provenant du carbonate ferrugineux peut contenir du fer, dont la présence est signalée, lorsqu'à une solution acide de cette magnésie, on ajoute de

l'ammoniaque. On a, dans ce cas, un précipité blanc-jaunâtre.

Elle est quelquefois mélangée avec de la silice, de l'alumine, de la chaux, du carbonate et des sulfates de magnésie et de soude.

Lorsqu'on dissout cette magnésie ainsi altérée dans de l'acide chlorhydrique, la silice se dépose en poudre blanche; l'alumine est précipitée par la potasse, puis redissoute par un excès du même réactif. La liqueur filtrée est portée à l'ébullition, avec un excès de sel ammoniac, donne un précipité blanc d'alumine. Si la magnésie contient un sulfate, elle donne, avec le chlorure de baryum, un précipité de sulfate de baryte. Si elle est incomplètement décarbonatée, elle dégage, avec les acides, de l'acide carbonique.

Lorsque la magnésie a été obtenue en calcinant un carbonate d'origine dolomitique, elle peut contenir de la chaux. Dans ce cas, en dissolvant la magnésie dans l'eau aiguisée d'acide chlorhydrique, saturant par l'ammoniaque, si on traite cette solution par l'oxalate d'ammoniaque, on a un précipité d'oxalate de chaux, insoluble dans l'acide acétique et soluble dans l'acide azotique.

Falsifications.— La magnésie est souvent hydratée afin d'en augmenter le poids: elle peut absorber jusqu'à 40 % d'eau. M. E. Dubail a signalé, le premier, cette fraude: on la constate par la perte de poids après calcination au rouge. Pour que le résultat de cette opération soit vrai, il faut que la magnésie ne soit pas carbonatée.

On y a trouvé de la farine. Une portion de cette magnésie, calcinée dans un creuset, donna une matière charbonneuse; par l'acide sulfurique étendu, elle laissa un résidu indissout; l'eau iodée prit une belle coloration bleue; malaxée sous un filet d'eau, elle laissa du gluten.

Hydrate de magnésie (MgO^2H^2).

Pour préparer l'hydrate de magnésie, on délaye la magnésie calcinée dans 20 ou 30 fois son poids d'eau distillée, et on soumet le mélange à l'ébullition pendant vingt minutes au moins.

On verse la masse dans une toile fine, et, lorsque tout le liquide est écoulé, on sèche la magnésie hydratée dans une étuve chauffée à 50° jusqu'à ce que son poids ne varie plus sensiblement.

On peut aussi obtenir de l'hydrate de magnésie par précipitation, en traitant une dissolution de sulfate de magnésium par la potasse.

L'hydrate de magnésie contient environ 70 % de MgO, 30 % de H^2O et des traces d'acide carbonique. On doit le conserver dans des vases soigneusement fermés.

En grand, on peut obtenir, avec économie, de la magnésie hydratée en faisant bouillir la dolomie calcinée avec les eaux mères des salines. La chaux s'empare du chlore du chlorure de magnésium et en précipite la magnésie, en même temps que la magnésie de la dolomie se trouve isolée.

Chlorure de magnésium anhydre ($MgCl^2$).

Le chlorure de magnésium des eaux de la mer et des mines de Stassfurth est hydraté. On peut le préparer anhydre de différentes manières:

1° En brûlant du magnésium dans du chlore sec.

2° En mélangeant du chlorure de magnésium hydraté

avec un excès de sel ammoniac, et calcinant au rouge vif dans un creuset de platine.

3° En décomposant la magnésie par le chlore au rouge, ou en calcinant la magnésie avec le sel ammoniac.

Ce sel sert à la préparation du magnésium. Il se présente en lamelles blanches micacées; lorsqu'il est hydraté ($HgCl^2$ $6H^2O$), il est en aiguilles incolores, amer, déliquescent, décomposable, à une température peu élevée, en acide chlorhydrique et magnésie. Il forme des chlorures doubles.

Sulfure de magnésium.

Le magnésium se combine directement au soufre par la chaleur.

La magnésie, fortement chauffée dans la vapeur de sulfure de carbone, donne du sulfure.

Par le sulfure de carbone et l'acide carbonique réunis, il y a formation d'oxysulfure de magnésium.

La magnésie, calcinée avec du soufre, ne donne pas de sulfure, à moins d'être mélangée avec du charbon, ou bien d'être chauffée dans un mélange de vapeur de soufre et d'hydrogène.

Le sulfure de magnésium est diversement coloré, suivant qu'il a été obtenu par tel procédé ou par tel autre.

Sulfate de magnésium ($SO^4Mg.7H^2O$).

On obtient, dans l'industrie, le sulfate de magnésium en traitant la dolomie par l'acide sulfurique. Il se précipite du sulfate de chaux peu soluble, et le sulfate de magnésium reste dissout. On fait cristalliser cette solution, et l'on a le sulfate de magnésium du commerce.

On extrait aussi le sulfate de magnésie des eaux minérales qui renferment ce sel.

Il cristallise avec sept molécules d'eau en prismes rhomboïdaux droits, incolores, transparents, inodores et d'une saveur amère. Il est efflorescent lorsqu'il est pur; celui du commerce ne l'est pas, parce qu'il contient une petite quantité de chlorure de magnésium.

A 0°, l'eau dissout 25,76 parties de sulfate de magnésium anhydre ; à 100°, elle en dissout 72,6 parties. L'alcool ne dissout pas ce sel. Dans le vide sec, le sulfate de magnésium perd deux molécules d'eau de cristallisation ; il en est de même à 100° ; à 132°, il ne retient plus qu'une molécule d'eau, et à 210° il est anhydre. Il fond au rouge.

Altérations et falsifications. — Le sulfate de magnésium du commerce contient presque constamment des traces de chlorure de magnésium, que l'on ne peut pas considérer comme une impureté dans l'usage pharmaceutique. Il contient quelquefois du fer à l'état de sel ferreux; pour l'en débarrasser, on le fait passer à l'état de sel ferrique par un courant de chlore, et ajoutant un peu de MgO^2H^2, on porte à l'ébullition l'oxyde ferrique précipite. La liqueur séparée est concentrée jusqu'à cristallisation. Si l'on veut avoir du sulfate de magnésie sous forme aciculaire (comme celui du commerce), il faut avoir soin d'agiter légèrement la dissolution pendant que la cristallisation s'opère.

L'industrie fournit du sulfate de magnésium sous forme de prismes en aiguille. On le fraude quelquefois avec du sulfate de soude, qui se reconnaît en précipitant la magnésie par le sulfure de baryum, filtrant, ajoutant un petit excès d'acide sulfurique étendu pour enlever le sulfure de baryte,

enfin, évaporant la liqueur qui laisse cristalliser le sulfate sodique contenu dans le sel primitif (1).

Lorsque le sulfate de magnésie renferme du chlorure de magnésium, on le sépare par l'alcool qui dissout le chlorure de magnésium seul. S'il y avait du chlorure de calcium, l'alcool le dissoudrait aussi. On peut plus simplement purifier par cristallisation.

Le sulfate de magnésie, outre le sulfate de fer, peut contenir du sulfate de cuivre, de manganèse. M. Ulex en a trouvé jusqu'à 2 et 3 0/0.

Si le sulfate de magnésie renferme ces deux sels, la présence du cuivre est facilement signalée en séparant par filtration l'oxyde ferrique précipité par l'ammoniaque du liquide surnageant. Ce liquide, s'il y a du cuivre, a pris une belle couleur bleue.

Le manganèse se reconnaît lorsque l'on vient à calciner la magnésie manganésifère avec de la potasse caustique; on a alors une coloration verte qui, par l'eau ou les acides, même les plus faibles, passe au rouge; avec un alcali, la coloration repasse au vert (*manganates et permanganates*).

Phosphate de magnésium.

On connaît trois phosphates de magnésium : un phosphate trimagnésique, presque complètement insoluble $(PhO^4)^2Mg^3$, qui existe dans les os, 1,20 0/0; un phosphate dimagnésique $(PhO^4)^2Mg^2H^2$ ou PhO^4MgH, que l'on prépare en mélangeant des dissolutions de phosphate de soude et de sulfate de magnésie; et un phosphate monomagnésique $(PhO^4)^2MgH^4$, ou phosphate acide soluble.

Il existe aussi des phosphates doubles *de magnésium et de métaux alcalins*. Le plus important de tous est le phosphate

(1) Gauthier, *Chimie médicale*, p. 505.

ammoniaco-magnésien (PhO^4) Mg (AzH^4) + 6H'O. Il est important, non à cause de son emploi comme médicament, mais parce qu'il se trouve dans l'économie.

Il se forme lorsqu'on ajoute du phosphate de sodium à une solution d'un sel de magnésium en présence d'un sel ammoniacal. Il est en petits cristaux presque complètement insolubles dans l'eau.

Il n'existe pas à l'état normal dans l'économie; mais, lorsque sous l'influence d'une cause quelconque, il se forme de l'ammoniaque, cette ammoniaque se combine avec le phosphate de magnésium répandu dans tout l'organisme.

Ce sel se trouve souvent dans les urines alcalines ou en putréfaction, et on le rencontre dans certains calculs urinaires. Dans les cas de fièvre typhoïde, on en trouve dans les fèces.

Le phosphate ammoniaco-magnésien est en cristaux prismatiques, dont les extrémités d'une même arête sont taillées obliquement. On les reconnaît facilement au microscope, à leur forme de couvercles de cercueils. Ils sont insolubles dans l'eau, même bouillante, mais se dissolvent facilement dans les acides, même les plus faibles. Les alcalis ne les attaquent pas (1). Chauffé au rouge, il se décompose en ammoniaque et pyrophosphate de magnésie $Ph^2O^7Mg^2$. (Dosage de l'acide phosphorique).

Hydrocarbonate de magnésium.

On prépare l'hydrocarbonate de magnésie en précipitant une dissolution bouillante de sulfate de magnésium par du carbonate de sodium en excès. Le précipité qui se forme est

(1) Engel, Chimie médicale, 1883, p. 280.

un mélange de carbonate de magnésium et d'hydrate de magnésium. Sa formule est

$$3CO^3Mg,MgO^2H^2+3H^2O.$$

La composition de cet hydrocarbonate varie suivant la température à laquelle s'est précipité ce sel, et suivant la durée de l'ébullition à laquelle on l'a soumis.

L'hydrocarbonate de magnésium ainsi obtenu est employé en médecine sous le nom de *magnésie blanche*.

L'industrie fournit l'hydrocarbonate de magnésie sous forme de blocs rectangulaires, résultants de l'agrégation de la poudre. Ces blocs sont parfaitement blancs, très légers ; la poudre qui les constitue est insipide, inodore, inaltérable à l'air et insoluble dans l'eau. L'eau chargée d'acide carbonique en dissout de notables quantités.

Impuretés. — Le carbonate de magnésium étant obtenu par le sulfate de magnésium qui dérive de la dolomie, peut contenir du carbonate de calcium. Il doit se dissoudre entièrement, avec effervescence, dans l'acide sulfurique dilué et la dissolution neutralisée et additionnée de sel ammoniac ne doit pas précipiter par le carbonate d'ammonium. Si l'on observe un précipité, c'est qu'il y a du carbonate de calcium mélangé avec du carbonate de magnésium.

Le carbonate de magnésium mal lavé peut contenir du sulfate de potasse ou de soude; il peut être mêlé d'un peu de carbonate de fer : dans ce cas, le carbonate de magnésium est rose.

Les eaux de lavage du carbonate de magnésium donnent, s'il y a du sulfate de potasse ou de soude, un précipité blanc avec le chlorure de baryum, et un précipité jaune serin avec le chlorure de platine, s'il y a de la potasse.

Si le carbonate de magnésium contient du fer, on en dis-

sout une certaine quantité dans l'acide chlorhydrique pur. La solution, après addition d'un peu d'acide nitrique, est évaporée à siccité; puis on redissout le sel et on chauffe avec un petit excès de carbonate de chaux : il se dépose immédiatement du peroxyde de fer jaune-ocracé.

Falsifications. — La magnésie carbonatée peut être falsifiée avec du carbonate de chaux (craie): Huraut en a trouvé jusqu'à 33 p. 100. On peut y trouver aussi de l'amidon, de la silice et de l'alumine; l'amidon est facilement reconnaissable à la couleur bleue qu'il donne à l'eau iodée.

Le carbonate de magnésie traité par l'acide nitrique ou chlorhydrique, dans le cas où il contient de la silice, donne un résidu insoluble. La solution acide traitée par l'ammoniaque en excès donne un précipité gélatineux dans le cas où il y a de l'alumine, et ce précipité, calciné avec du nitrate de cobalt, donne une coloration bleue.

Acétate de magnésium.

Pour préparer l'acétate de magnésium, il faut traiter l'acide acétique contenant 15 p. 100 d'acide monohydraté par un petit excès de carbonate de magnésie. On chauffe pour chasser l'acide carbonique, on filtre le liquide faiblement alcalin et on neutralise avec un peu d'acide acétique. Après avoir été évaporé jusqu'à formation d'une mince pellicule, le liquide, qui a alors comme poids spécifique 1,3, laisse former de beaux cristaux en colonnes tronquées. Ces cristaux sont fusibles à $+80^{\circ}$; à une température plus élevée, ils sont décomposés; à l'air ordinaire, ils ne changent pas d'aspect; à l'air sec, ils perdent de l'eau et à l'air humide ils sont hy-

groscopiques. Ils paraissent contenir quatre molécules d'eau de cristallisation ; enfin, ils sont très solubles dans l'alcool (1).

Citrate de magnésium.

Le citrate de magnésium diffère des autres sels de magnésium par son insipidité à peu près complète. Il est incolore et se dissout en faibles proportions dans l'eau froide. Par la chaleur, la dissolution aqueuse de ce sel se partage en citrate avec excès d'acide citrique qui se dissout et en citrate basique qui se dépose.

La préparation de ce sel est plutôt une préparation officinale; cependant le commerce en fournit aussi.

M. Rogé, en 1847, a eu le premier l'idée d'utiliser le citrate de magnésie comme purgatif, en l'associant au sucre et à l'acide citrique.

Le citrate trimétallique se produit en neutralisant, avec la magnésie ou son carbonate, l'acide citrique à chaud. C'est une poudre grenue et blanche, formée d'un amas de cristaux prismatiques. En projetant par parties le sel trimétallique $(C^6H^5O^7)^2\ Mg^3$ dans l'acide citrique chaud et en évaporant, il se dépose des cristaux de citrate bimétallique $(C^6H^6O^7)^2\ Mg^3$ (2).

Le carbonate de magnésium est dissout par le citrate disodique et donne un sel cristallisé.

On prépare aussi un citrate de magnésie neutre soluble dans deux parties d'eau. Pour cela, on dissout dans 3 kilog. d'eau distillée bouillante 1 kilog. d'acide citrique et on ajoute peu à peu du carbonate de magnésie pur jusqu'à concurrence de 750 gr. pour avoir une liqueur légèrement

(1) Kuhl, *Archiv. de pharm.* 1885, p. 158.
(2) Perret, *Bull. de la soc. chim.* 1866, t. v. p. 43.

acide et presque saturée. Il faut filtrer à chaud. Le liquide filtré doit être porté dans un lieu frais; au bout de deux à trois jours, il prend la consistance du fromage, on le presse et on le divise en morceaux moyens que l'on dessèche. Il est important de ne pas dépasser + 20° centigrades dans cette opération. On pulvérise et on conserve dans des flacons bouchés.

Ce citrate de magnésie contient en poids (1):

Acide acétique	46 %
Magnésie	17 %
Eau	37 %

Pour préparer le citrate de magnésie effervescent, on procède de la manière suivante:

Il faut dissoudre 200 gr. de citrate acide de magnésie dans 600 gr. d'eau distillée bouillante, et ajouter à la solution 60 gr. de magnésie calcinée. On agite jusqu'à ce que la magnésie calcinée soit dissoute; on filtre à chaud, et au bout de 24 heures, le liquide est pris en masse. On le dessèche à la température ordinaire, on le pulvérise et, à 6 parties de ce citrate de magnésie, on ajoute 10 parties de bicarbonate de soude et 9 parties d'acide tartrique. On mouille le mélange avec de l'alcool et on laisse sécher; on le passe au tamis N° 10 en frottant avec la main (2).

On emploie aussi les *borocitrates de magnésie* en médecine; ils sont au nombre de trois (3):

Le monoborocitrate de magnésie $(C^7H^7O^2)^2 Mg + (BHO^2)^2$.

Le diborocitrate de magnésie $(C^6H^6O^7)^2 Mg^2 + (B^2H^2O^4)^2$.

Le triborocitrate de magnésie $(C^6H^5O^7) Mg^3 + (B^3H^3O^6)^2$.

(1) Cornelis, *Mag. of. pharm.* 1880.

(2) J.-W. Hurtz, *Chem. and. Drugg.* 1883. p. 435.

(3) E. Szheibe, *Pharm. zeitch f. russl.* 1880, XIX p. 514.

Citrate de fer et de magnésie.

Le citrate de fer et de magnésie, que l'on emploie comme ferrugineux, a l'avantage de ne pas amener la constipation chez les personnes qui prennent du fer. Pour l'obtenir, on dissout 45 parties d'hydrate ferrique récent dans une solution de 90 parties d'acide citrique; on finit de saturer avec du carbonate de magnésie, on évapore et on dessèche à l'étuve (1).

Falsifications du citrate de magnésie.

On lui substitue quelquefois le citrate de soude ou le tartrate de magnésie. Par la calcination, le citrate de soude ne laisse comme résidu que du carbonate de soude soluble et alcalin. Le citrate de soude est soluble et ne précipite pas par les carbonates alcalins.

Le tartrate de magnésie n'est que très peu soluble; répandu sur des charbons ardents, il donne l'odeur du caramel; dissout à chaud, il précipite par le biacétate de potasse et donne de la crème de tartre.

On trouve quelquefois le citrate de magnésie du commerce constitué entièrement par du tartrate de soude.

Le citrate de magnésie effervescent, qui vient d'Angleterre, est blanc, granulé, et se dissout facilement dans l'eau en produisant une effervescence vive. D'après Draper, c'est un mélange d'acide tartrique, de bicarbonate de soude et d'un peu de sulfate de magnésie. Sa solution précipite par le chlorure de baryum acidulé; elle précipite aussi par le carbonate de soude neutre, et donne des cristaux de crème de tartre

(1) E. Grimaux, Chimie organique, p. 235.

par le biacétate de potasse. D'ailleurs, la composition de ce mélange est variable ; il est tantôt acide, tantôt alcalin.

Le vrai citrate de magnésie ne donne pas d'odeur de caramel par incinération, mais il laisse un résidu de magnésie insoluble dans l'eau.

Salicylate de magésium.

On obtient le salicylate de magnésium $Mg(C^7H^5O^2)^2 + 4H^2O$, en traitant une solution chaude de salicylate de baryum par du sulfate de magnésie. On filtre rapidement la solution chaude et on évapore (1).

Ricinoléate de magnésium.

On prépare en Angleterre, avec l'huile de ricin et la magnésie, un savon que l'on substitue quelquefois à l'huile de ricin, dont il n'a pas le goût désagréable. On l'emploie à la dose de 5, 10, 15 gr. en le mêlant au sucre ou au café.

Préparation. — Dans 700 gr. d'eau bouillante, on dissout 85 gr. de carbonate de soude ; à la solution, on ajoute peu à peu, et en agitant, un lait de chaux préparé avec 20 gr. de chaux et on fait bouillir jusqu'à cessation complète d'effervescence avec l'acide chlorhydrique. On verse le mélange dans un flacon à l'émeri, on laisse reposer et on décante le liquide clair. Ce liquide est évaporé jusqu'à réduction à 100 gr. A ces 100 gr. de liquide, on ajoute, à froid, 100 gr. d'huile de ricin ; on porte dans un lieu chaud, et on agite souvent le mélange.

Quand la masse est homogène et épaisse, on la mêle à 40 gr. d'eau distillée chaude et, après 2 heures d'une nou-

(6) Milone, *Pharm. rundsch* 1885, xii. p. 213.

velle agitation, on ajoute encore 100 gr. d'eau distillée bouillante ; on a, d'autre part, une solution chaude renfermant 40 gr. de sulfate de magnésie et 40 gr. de chlorure de sodium. On mélange ces deux masses ensemble, et on agite avec une spatule jusqu'à ce que le savon soit en masse épaisse blanche.

On fait digérer au bain-marie pendant une demi-heure, et on laisse refroidir. Il faut alors décanter le liquide qui accompagne le savon, en s'en débarrassant aussi complètement que possible. On dessèche et on pulvérise. La poudre doit être conservée dans des flacons bien bouchés (1).

Le ricinoléate de magnésie fond à + 50° centigrades ; il est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, l'éther, le chloroforme. Il dépose de ses solutions alcooliques ou éthérées en aiguilles soyeuses (2).

(1) Hager, *New. remedies* 1881.
(2) Giffard, *Monthly-Mag. of Pharm.* 1879.

CHAPITRE III.

Magnésium (Mg = 24)

A la fin du XVII^me^ siècle, Fr. Hoffmann distingua la magnésie et considéra le *sel amer* comme la *combinaison d'un acide sulfuré avec une certaine terre calcaire de nature alcaline.*

Vers 1760, Black donna tous les caractères spécifiques et différentiels des sels de cette nouvelle terre (1).

Bergman et Margraff ont, les premiers, fait ressortir les caractères qui distinguent la magnésie de la chaux. Humphry Davy l'obtint en amalgame, et c'est en suivant un procédé semblable à celui de Wolchler, pour obtenir l'aluminium, que Bussy réussit à extraire le magnésium du chlorure de magnésium (2).

Préparation.

Préparation dans les laboratoires. — D'après le procédé de Bussy, on chauffe dans un creuset de platine, dont le couvercle est maintenu par un fil de fer, un mélange de potassium et de chlorure de magnésium anhydre ; la réaction est vive. Il se forme du chlorure de potassium, et le magnésium est mis en liberté ; on reprend la masse par l'eau froide, pour isoler les globules de magnésium (3).

(1) A. Gautier, Cours de chimie, t. I, p. 502.
(2) *Ann. de phys. et chim.*, t. LXVI, p. 437.
(3) *Journal de chimie médicale*, t. IV, p. 141.

On peut aussi soumettre à l'électrolyse, dans un creuset de porcelaine, le chlorure de magnésium fondu (1). La partie supérieure de ce creuset est séparée en deux compartiments par une cloison de porcelaine; le couvercle est percé de deux trous dans lesquels passent les deux pôles, qui sont des charbons préparés comme ceux que l'on emploie pour les éléments Bunsen. Le pôle négatif est dentelé de manière à retenir les globules de métal, qui tendent à remonter à la surface de la matière en fusion.

On sépare le haut du creuset en deux compartiments, pour éviter l'action du chlore, qui se dégage au pôle positif, sur le métal réduit au pôle négatif. Avec un petit nombre d'éléments de Bunsen, on peut obtenir assez vite quelques grammes de magnésium.

Le chlorure de magnésium anhydre est assez difficile à préparer; Mathiessen lui substitue, dans le procédé Bunsen, un chlorure double obtenu en mélangeant les solutions de trois molécules de chlorure de potassium et de quatre molécules de chlorure de magnésium hydraté, ajoutant une certaine quantité de sel ammoniac, évaporant et fondant le résidu (2). Lorsque l'on emploie ce chlorure double, il n'est pas nécessaire d'entailler le charbon de l'électrode négatif; le magnésium, étant plus lourd que le mélange fondu, tombe au fond du creuset et n'arrive pas au contact de l'air où il s'oxyderait.

Préparation industrielle. — Le procédé qu'ont suivi Deville et Caron est, en principe, le même que celui qui a servi à Bussy. Il est fondé sur la réduction du chlorure de magnésium par le sodium (2).

(1) Bunsen, *Ann. de chim. et de phys.* t. XXXVI, p. 107.
(2) Quart. *journal of the chem. soc.* t. VIII, p. 107.
(3) *Ann de phys. et de chim.*, t. LXVII, p. 340.

On fait rapidement un mélange de

Chlorure de magnésium anhydre.	600 gr.
Fluorure de calcium purifié . . .	480 —
Sodium bien sec en fragments .	230 —

Les fragments de sodium doivent être de 1 à 2 centimètres cubes environ, et bien nettoyés.

On introduit ce mélange dans un creuset de terre chauffé au rouge et bien assujetti dans un fourneau, puis on le ferme solidement; au bout de quelques instants, la réaction se manifeste par une vive crépitation. Lorsque celle-ci a cessé, on découvre le creuset et on remue la masse fondue avec une tige de fer pour la rendre homogène; on retire alors le creuset du feu, on y projette, par petites portions, du fluorure de calcium pour hâter le refroidissement, et on continue à brasser avec la tige de fer. Ce brassage réunit le magnésium fondu à la partie supérieure, où il vient surnager en un culot métallique protégé contre l'oxydation par une enveloppe de scorie; lorsque tout est refroidi, on casse le creuset à coups de marteau et on sépare facilement le culot et les globules qui peuvent rester dans la scorie.

On obtient ainsi 92 gr. de magnésium, les $^3/_4$ environ du rendement théorique; en refondant la scorie, on peut encore en séparer une certaine quantité de métal, que l'on fond de nouveau pour l'agglomérer en présence d'un mélange à molécules égales de chlorure de sodium et de chlorure de potassium (réactif de Wolchler).

Le métal ainsi obtenu n'est pas pur; il contient du charbon, du silicium et de l'azoture de magnésium. On le purifie par distillation dans un courant d'hydrogène; Deville et Caron se servent pour cela d'un tube de charbon de cornue de 4 à 5 centimèt. de diamètre intérieur, enfermé dans un tube plus large en terre réfractaire. L'espace annulaire est

rempli de sable fin et fermé aux deux extrémités par un lut argileux ; le tube de charbon est muni de deux bouchons, également en charbon, bien rodés et traversés par des tubes de verre destinés à donner passage au courant d'hydrogène. Au centre du tube est placée une nacelle de charbon contenant le métal impur, et, à côté, un diaphragme de même matière.

Ce système est disposé dans un fourneau à réverbère, avec une assez forte inclinaison, de façon que le diaphragme se trouve à la partie la plus élevée, et que les deux extrémités du tube sortent au moins de 15 centimètres de chaque côté du fourneau.

On fait passer un courant d'hydrogène qui entre par la partie supérieure, et on chauffe au rouge presque blanc. Le diaphragme s'oppose à la déperdition de la chaleur par le mouvement du gaz, et le magnésium distille bientôt, comme le montre l'éclat que prend la flamme d'hydrogène à l'extrémité du tube de sortie.

Au lieu du mélange indiqué par Deville et Caron, on peut se servir du suivant, employé par Soustadt, pour éviter la présence de l'azote dans le magnésium.

Chlorure de magnésium anhydre.....	600 gr.
Mélange de sel marin et de chlorure de potassium à molécules égales.....	100 —
Fluorure de calcium purifié.....	100 —
Sodium sec en fragments.....	100 —

On opère comme avec le premier mélange, sans ajouter du fluorure de calcium pendant le refroidissement.

E. Richard a proposé de préparer le magnésium, en réduisant la carnallite par le sodium (1).

(1) *Jenaische Zeitsch*, t. I, p. 499.

Enfin, Petitjean a proposé de l'obtenir par l'action de la limaille de fer sur le sulfure de magnésium (1).

Propriétés physiques.

Le magnésium est un métal d'un blanc d'argent, malléable, ductile, se laissant limer et polir. Sa densité est de 1,75; il fond à la chaleur rouge, et se volatilise à la même température que le zinc. Sa dureté est comparable à celle du spath calcaire; sa chaleur spécifique est 0,2499; sa conductibilité électrique à 17° est représentée par 25,47, celle de l'argent étant 100 à 0°. Le magnésium peut cristalliser en octaèdre (Becquerel).

Propriétés chimiques.

Complètement inaltérable à l'air et à l'oxygène sec, le magnésium s'oxyde lentement à la surface, lorsqu'il est exposé à l'air humide. Lorsqu'on le chauffe à une température un peu supérieure à celle de son point de fusion, il brûle rapidement avec beaucoup d'éclat en se transformant en oxyde de magnésie. La lumière de magnésium est très intense : un fil de magnésium de $0^{mm}297$ de diamètre, donne autant de lumière que 74 bougies stéariques de dix au kilogramme (Bunsen). Cette lumière est très photogénique : elle présente un spectre continu, sur lequel se détachent les raies en 55-52-50-47-46-43. Le groupe des raies en 50 est attribué par Huggins à la magnésie volatilisée. Le magnésium brûle aussi dans un courant de chlore, dans la vapeur de soufre et même dans la vapeur d'eau, quand on l'a chauffé. Il se

(1) *Dingler's Polytech. journ.*, t. CXLVIII, p. 371.

combine directement avec le phosphore, l'arsenic, l'azote. Il décompose l'oxyde de carbone et l'acide carbonique au rouge, et brûle dans ce dernier gaz en mettant du carbone en liberté ; il brûle aussi quand on le chauffe au rouge dans un courant d'acide sulfureux.

Le magnésium décompose lentement l'eau pure ; les acides étendus le dissolvent rapidement en mettant de l'hydrogène en liberté. Il s'enflamme au contact de l'acide chlorhydrique ; l'acide sulfurique concentré l'attaque lentement en donnant du sulfate de magnésium et de l'acide sulfureux ; à son contact, l'acide azotique donne un dégagement de bioxyde d'azote.

Les alcalis en dissolution n'ont aucune action sur lui, à froid ; l'eau oxygénée le dissout facilement en formant un hydrate de magnésium.

Il précipite de leurs solutions le fer, le manganèse, le cuivre, le cobalt et le nickel, avec dégagement d'hydrogène.

Avec les solutions de strontium, d'aluminium, d'urane et d'autres métaux, il se sépare des hydrates.

Le magnésium est un métal bivalent ; on le place à côté du zinc, avec lequel il a des relations très étroites.

Les sels de ces deux métaux sont représentés par des formules analogues :

$MgSO^4$	$MgCl^2$	MgO	MgO^2H^2
$ZnSO^4$	$ZnCl^2$	ZnO	ZnO^2H^2

Le magnésium et le zinc ne donnent pas naissance à des bioxydes de formule MO^2.

Les sulfates de magnésium et de zinc sont solubles tous les deux.

Les sels de magnésium sont isomorphes des sels de zinc (1).

Jusqu'à présent, on n'a pas constaté d'action toxique du

(1) Engel. Chimie biologique, 1883, p. 287.

magnésium et de ses composés. Cependant le sulfate de magnésie injecté à la dose de 2 à 6 grammes dans les veines d'un chien, a déterminé chez l'animal des accidents mortels (1).

Caractères des sels de magnésium.

Les sels de magnésium sont en général neutres aux réactifs colorés : ceux qui sont solubles possèdent une saveur amère très prononcée. Ils sont incolores, à moins que l'acide ne soit coloré. Ceux qui sont insolubles dans l'eau sont solubles dans l'acide chlorhydrique. Ceux dont les acides sont volatils sont décomposables par la chaleur : le sulfate n'est décomposé qu'à une température très élevée ; le chlorure se décompose au contact de l'eau, sous l'influence de la calcination, en acide chlorhydrique qui se dégage et en magnésie qui reste comme résidu.

Les sels magnésiens ont une tendance remarquable à former des sels doubles ammoniacaux solubles ; aussi, en présence des sels ammoniacaux, les réactifs ne produisent-ils aucun précipité avec les sels magnésiens. Les phosphates alcalins seulement donnent un précipité de phosphate ammoniaco-magnésien insoluble.

Le magnésium appartient au groupe analytique des métaux qui ne sont précipités ni par l'hydrogène sulfuré, ni par le sulfure d'ammonium. Les monosulfures alcalins donnent avec les sels magnésiens un précipité d'hydrate de magnésie, mais il reste du sulfhydrate de magnésium en dissolution ; en présence d'un sel ammoniac, cette réaction n'a pas lieu.

(1) Jolyet et Cahours. Archives de physiologie 1869. — Rabuteau. Archives de physiologie de Brown-Séquard.

Les carbonates alcalins fixes donnent un précipité blanc d'hydrocarbonate de magnésie se produisant complètement par l'ébullition. La présence des sels ammoniacaux empêche le précipité de se produire; par la calcination, le précipité donne de la magnésie.

Potasse et soude.— Ces réactifs donnent avec les sels magnésiens un précipité blanc volumineux d'hydrate de magnésie soluble dans l'ammoniaque, mais qui reparaît lorsqu'on chasse l'ammoniaque par l'ébullition. La précipitation doit se faire à chaud pour être complète; certaines matières organiques l'empêchent.

Ammoniaque. — On obtient avec l'ammoniaque un précipité blanc volumineux d'hydrate de magnésie; si la solution est neutre, la précipitation n'est que partielle; elle peut être nulle si la liqueur était primitivement acide. Il y a, dans ce cas, formation de sel ammoniacal.

Eau de baryte et eau de chaux. — On a, avec ces réactifs, un précipité blanc d'hydrate de magnésium.

Carbonate de baryum. — Précipitation partielle en carbonate de magnésie; la précipitation est complète pour le sulfate de magnésie.

Carbonate de calcium. — Rien.

Carbonate d'ammonium. — Avec le sexquicarbonate, on a un précipité faible ou nul, à froid; à chaud, il y a précipitation de carbonate de magnésium; avec le carbonate neutre d'ammonium (carbonate ordinaire), il se dépose un sel cris-

tallin représenté par la formule $(CO^3)^2Mg(AzH^4) + 4H^2O$. Pas de précipité en présence des sels ammoniacaux.

Bicarbonates alcalins. — Rien à froid. Par une ébullition prolongée, la liqueur fournit du carbonate de magnésium avec dégagement d'acide carbonique.

Phosphate de sodium. — Si les solutions ne sont pas étendues, il y a un précipité blanc de phosphate de magnésium, dont la formation est facilitée par l'ébullition.

En présence d'un sel ammoniac et d'un excès d'ammoniaque, on obtient immédiatement un précipité cristallin de phosphate ammoniaco-magnésien

$$(PhO^4)MgAzH^4 + 6H^2O$$

donnant du pyrophosphate $(Ph^2O^7)Mg^2$ par la calcination.

Si les solutions sont trop étendues, le précipité peut ne se produire qu'au bout de quelques heures; on favorise sa formation par l'agitation.

Le phosphate ammoniaco-magnésien est presque insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'acide acétique.

Le phosphate d'ammonium donne avec les sels de magnésium les mêmes réactions que le phosphate de sodium.

Acide oxalique. — Pas de précipité; par l'addition d'ammoniaque, il y a précipitation d'oxalate de magnésium. Le précipité ne se produit pas en présence des sels ammoniacaux.

Acide hydrofluosilicique. — Rien.

Cyanure jaune. — Précipité blanc, dont la formation est facilitée par la présence des sels ammoniacaux.

Les sels de magnésium ne colorent pas la flamme de l'alcool.

Au chalumeau, ils donnent toujours, humectés de chlorure de cobalt, une perle rose pâle. La coloration apparaît surtout après le refroidissement.

Séparation du magnésium.

Le magnésium est facilement séparé des métaux proprement dits, en précipitant ceux-ci par l'hydrogène sulfuré ou le sulfure d'ammonium. Pour les autres métaux, on est obligé d'avoir recours à d'autres procédés. La baryte se sépare facilement par l'acide sulfurique. En ajoutant de l'alcool à la solution et traitant par l'acide sulfurique, on précipite la strontiane et la chaux. L'alcool rend les sulfates de strontium et de calcium insolubles.

Le carbonate d'ammonium, en présence d'un sel ammoniac qui rend les sels de magnésium solubles, précipite les trois métaux ci-dessus.

L'ammoniaque précipite abondamment l'alumine.

Pour séparer les métaux alcalins qui accompagnent quelquefois la magnésie, il faut suivre les méthodes suivantes:

1° *Procédé de Berzélius.* — Ce procédé est fondé sur la décomposition du chlorure de magnésium par l'oxyde de mercure.

2° *Procédé de Liebig.* — On précipite la magnésie par la baryte, à chaud, à l'état d'hydrate de magnésie, qui peut renfermer du sulfate de baryum si la solution contenait de l'acide sulfurique. On redissout seulement l'hydrate de magnésie dans l'acide sulfurique qui dissout l'hydrate de magnésie seul. On traite la dernière liqueur par le phosphate

de soude en présence d'un sel ammoniacal et d'un excès d'ammoniaque ; la magnésie précipite à l'état de phosphate double. Les solutions contiennent les métaux alcalins.

3° *Procédé de Deville.* — Les sels, à l'état d'azotate, sont calcinés modérément dans une capsule de platine ; on verse un peu d'eau sur la matière et on ajoute de l'acide oxalique pur. Par calcination, les alcalis restent à l'état de carbonates et le magnésium à l'état d'oxyde anhydre. On sépare par l'eau bouillante qui dissout seulement les carbonates alcalins (1).

4° *Méthode de Chancel.* — On précipite le mélange des sels par le phosphate d'ammonium, avec addition de sel ammoniac et d'ammoniaque ; on sépare, après 24 heures, le précipité de phosphate ammoniaco-magnésien en filtrant le mélange.

5° *Procédé Schalgotsch.* — Ce procédé est basé sur la précipitation de la magnésie par le carbonate neutre d'ammonium.

Dosage du magnésium.

On dose le magnésium à l'état de magnésie, de sulfate et de pyrophosphate :

1° *A l'état de magnésie.* — Ce procédé est applicable à l'analyse des sels de magnésium à acides organiques ou à acides volatils (carbonates, azotates). On calcine au rouge, en chauffant graduellement dans un creuset de platine et en laissant

(1) *Ann. de chim. et de phys.*, t. XXXVIII, p. 25.

finalement arriver l'air dans le creuset pour brûler le charbon, s'il y en a.

Les résultats de cette opération sont généralement un peu faibles, parce qu'une petite quantité de la magnésie est entraînée mécaniquement.

2° *A l'état de sulfate.*—Cette méthode est applicable toutes les fois que la magnésie est accompagnée d'une matière fixe.

On ajoute à la solution l'acide sulfurique nécessaire; il faut éviter d'en mettre un trop grand excès. On évapore à sec, au bain-marie, dans une capsule de platine tarée; puis on calcine à feu nu, et on pèse après refroidissement.

Comme vérification, on traite le résidu par une goutte d'acide sulfurique, et on calcine de nouveau. Le poids ne doit pas varier.

3° *A l'état de pyrophosphate.*— C'est le procédé qui donne les résultats les plus exacts. Il est aussi le plus employé.

Tous les métaux, sauf les alcalins, doivent être préalablement séparés par l'hydrogène sulfuré, le sulfure d'ammonium ou le carbonate d'ammoniaque en présence d'uu sel ammoniacal.

On ajoute à la solution magnésienne du sel ammoniac, puis de l'ammoniaque qui ne doit pas produire de précipité; on y verse ensuite du phosphate de sodium ou mieux d'ammonium. On agite fortement avec une baguette de verre, en ayant soin de ne pas toucher les parois du vase, afin que le sel n'y adhère pas. Après un repos de 12 heures, on recueille sur un filtre, coupé au gabarit, le précipité de phosphate ammoniaco-magnésien. On enlève soigneusement, avec la baguette et un peu de liquide filtré, les cristaux restés adhérents au vase à précipité; puis on lave le filtre avec de

l'eau chargée d'ammoniaque (5 parties d'ammoniaque pour 1 partie d'eau), qui ne dissout pas le sel, jusqu'à ce que le liquide filtré ne laisse plus de résidu sur la lame de platine. Après dessiccation complète à 100°, on introduit le précipité dans un creuset de platine, et l'on incinère le filtre à part. Le précipité est calciné graduellement jusqu'au rouge vif. Le phosphate ammoniaco-magnésien se transforme alors en pyrophosphate de magnésium $(Ph^2O^7)Mg^2$, dont le poids, en tenant compte des cendres du filtre, multiplié par $0{,}36036 = \frac{2MgO}{Ph^2O^7Mg^2}$, fait connaître le poids de la magnésie; ou multiplié par $0{,}2162 = \frac{Mg^2}{Ph^2O^7Mg^2}$ celui du magnésium.

Alliages du magnésium.

Le magnésium forme avec le potassium et le sodium des alliages qui décomposent l'eau. En chauffant le magnésium avec le mercure, on obtient un amalgame : la combinaison a lieu avec énergie; à froid, elle se fait lentement. L'amalgame de magnésium se ternit rapidement à l'air, et il décompose l'eau avec beaucoup plus d'énergie que l'amalgame de sodium (1).

Parkinson a obtenu des alliages de magnésium par fusion des métaux dans un courant d'hydrogène, ou au creuset sous une couche de spath fluor et de cryolithe. Le magnésium, étant très léger, doit être attaché à une tige de fer et agité dans l'autre métal en fusion. Ces alliages sont cassants, plus durs que les métaux composants, d'une cassure grenue et cristalline; ils sont très altérables. Les alliages observés sont ceux de sodium, d'aluminium, de cadmium, de zinc, de plomb, de bismuth, d'étain, d'antimoine, de mercure, d'argent,

(1) Wonklxn et Chapman, *chem. soc.*, t. IV, p. 141.

d'or et de platine. Le fer, le cobalt et le nickel ne s'allient pas seuls au magnésium (1).

Usages du magnésium.

La lumière très brillante que fournit le magnésium et surtout sa richesse en rayons chimiques lui ont fait donner des applications spéciales. On l'a appliqué surtout à la photographie. L'astronome Piazzi Smith l'a employé avec succès pour l'éclairage de l'intérieur de la grande Pyramide d'Egypte, dont il a photographié les particularités les plus importantes.

On transforme le magnésium fondu en fils propres à l'éclairage, en le comprimant, à l'aide d'une presse hydraulique, dans un moule en acier chauffé muni d'un trou à sa partie inférieure.

(1) *Chem. soc.*, t. v, p. 117.

CHAPITRE IV.

Action physiologique. — Pharmacologie.

Magnésie calcinée et hydrate de magnésie.

Action physiologique. — La magnésie introduite dans l'estomac, s'empare des acides et agit comme absorbant chimique. Comme poudre, c'est un absorbant mécanique.

Lorsque, par les acides de l'estomac, elle a été transformée en sel soluble, la magnésie agit comme laxatif, soit en augmentant la densité du fluide qui baigne l'intestin et provoquant l'exosmose séreuse au travers des parois vasculaires, soit en excitant la sécrétion intestinale à la faveur de l'impression sensitive qu'elle exerce sur la muqueuse (Gubler), et déterminant ainsi, par action réflexe, la contractilité musculaire, à la mise en jeu de laquelle Pâris voudrait réduire tout l'effet cathartique.

Une partie de la magnésie, dissoute dans les acides des premières voies, y compris l'acide carbonique, ou dans les mucus albumineux, est absorbée, diffusée dans la masse sanguine, et rejetée de l'économie avec les sécrétions excrémentitielles. On la trouve dans l'urine, dont elle diminue l'acidité (Brande, Pereira), en même temps que la proportion d'acide urique. Elle peut même rendre ces urines alcalines ; dans ce cas, elle donne lieu à la précipitation d'une poudre blanche de phosphates terreux. L'alcalescence de l'urine, sous l'influence de la magnésie, prouve que cet

oxyde pénètre dans la circulation en partie à l'état de carbonate, si ce n'est à l'état d'albuminate.

La dissolution de la magnésie est indispensable à la réalisation de ses effets purgatifs. Si elle ne rencontre pas d'acide ou si on n'a pas soin d'en ingérer en même temps, il est clair qu'elle demeurera inerte et s'accumulera dans le tube digestif. Alors, on voit la magnésie s'échapper avec les fèces, sous forme de grumeaux blancs inaltérés. Elle peut donner lieu à la formation de concrétions pierreuses plus ou moins massives. En Angleterre, où l'usage de la magnésie est très répandu, on a observé un de ces bezoards de 2 kilogrammes ; dans un autre cas, une dame anglaise rendit deux pintes de sable magnésien inattaqué.

Le Dr Grange accuse la magnésie de produire le goître : cette opinion se trouverait confirmée par des expériences, où l'on est parvenu à déterminer l'hypertrophie du corps tyroïde chez les souris, en mêlant à leur nourriture une assez forte proportion de magnésie.

Substances auxiliaires.— Tous les absorbants sont les auxiliaires de la magnésie ; on l'associe souvent au charbon et à la magnésie noire (peroxyde de manganèse).

Comme cathartique, le citrate et le sulfate de magnésie ont un effet semblable. On associe la magnésie à la rhubarbe et aux autres substances purgatives, plus spécialement aux sels neutres.

Substances antagonistes incompatibles.— Prise comme absorbant, la magnésie a pour incompatibles tous les acides.

Comme purgatif, elle repousse l'emploi simultané des alcalis qui saturent les acides des premières voies; par suite, ces derniers laissent la magnésie inattaquée et inerte.

Usages. — Un chanoine romain eut l'idée, au commencement du XVIII^me^ siècle, de prôner et de vendre la magnésie.

Venturini découvrit, en 1707, qu'elle était le produit d'une dernière lessive du nitre calcifié, et la nomma *poudre laxative polychreste.*

Stevogt, en 1709, donna le moyen de l'obtenir par précipitation.

Lancisi en parle en 1717. Frédéric Hoffman en 1722 ; c'est de là que date sa véritable entrée dans la thérapeutique, où on l'employa comme saturante, purgative et lithontriptique.

Blach, 1755, la distingue nettement de la chaux ; dans le XVIII^me^ siècle, la magnésie était vendue comme une panacée, sous le nom de poudre du comte de Palme. De nos jours, on emploie fréquemment la magnésie calcinée dans le pyrosis et dans l'acescence gastrique. Elle est spécialement indiquée chez les individus constipés, et doit être évitée chez ceux qui ont une tendance aux dérangements de corps.

La magnésie est également employée comme laxatif chez les individus sujets à la constipation habituelle ; dans ce cas, il est presque indispensable de faire prendre en même temps de la limonade ou une autre boisson acidule quelconque.

Dans les vomissements symptomatiques de la grossesse, la magnésie est efficace.

On se sert aussi de la magnésie pour solidifier le baume de copahu, la térébenthine et le baume de gurjum.

Doses. — Comme antacide, on administre la magnésie à la dose d'une cuillerée à café et parfois d'une cuillerée à soupe.

Comme laxatif, il suffit ordinairement d'en donner une cuillerée à soupe, délayée dans une boisson acidulée; quelquefois, la moitié suffit, d'autres fois, il faut pousser la dose

à deux cuillerées à soupe. Mélangée au sucre, elle purge plus sûrement. Dans ce cas, M. Mialhe pense que l'effet purgatif de la magnésie est dû au lactacte de magnésie qui se produit par la transformation du sucre en acide lactique dans l'intestin (1).

L'effet peut tarder 6, 12 et même 30 heures à se faire sentir. Il faut boire peu quand on a pris de la magnésie.

Son insipidité la rend précieuse dans la médecine des enfants ; on prépare, pour eux, un chocolat suffisamment efficace.

Magnésie calcinée.....	100 gr.
Chocolat.....	1000 gr.

Faire des tablettes de 30 gr.

Chaque tablette contient 3 gr. de magnésie.

La magnésie calcinée est également l'agent alcalin le plus inoffensif et le plus sûr auquel on puisse recourir dans le cas d'empoisonnement par les acides. On doit avoir exclusivement recours, dans ce cas, à la magnésie la plus légère et offrant le moins de cohésion. On ne doit employer la magnésie dite *anglaise* que dans le cas où il est impossible de s'en procurer d'autre.

L'hydrate de magnésie est plus actif que l'oxyde, comme antacide.

C'est le contre-poison par excellence de l'acide arsénieux ; mais il faut avoir soin, dans ce cas, de ne pas l'associer au sucre, qui dissout l'arsénite de magnésie.

Potion à la magnésie.— Médecine blanche.

Magnésie calcinée.....	8 gr.
Sucre.....	50 —
Eau de fleurs d'oranger.....	20 —

(1) Soubeiran et Regnault, 8e édition. t. II, p. 404.

On fait bouillir, dans une capsule de porcelaine, la magnésie avec 40 gr. d'eau, en agitant continuellement le mélange; on ajoute le sucre, puis l'eau de fleurs d'oranger, et on passe à travers une passoire fine.

Après avoir bu cette potion, il faut ingérer le suc d'une orange, qui masque le goût fade du médicament, et la petite quantité d'acide citrique qui est contenue dans le suc de l'orange facilite l'action purgative.

Lait de magnésie.

Magnésie calcinée.	1 gr.
Eau.	8 —
Eau de fleurs d'oranger	1 —

M. Mialhe croit que cette formule est préférable à la précédente; elle est plus agréable au goût et fatigue moins l'estomac.

On administrait autrefois la magnésie sous forme de tablettes, mais on a remarqué que la magnésie réagissait à la longue sur le sucre; les tablettes étaient alors colorées et avaient un goût désagréable. Conformément à l'opinion de Soubeiran, le codex a remplacé, dans cette préparation, la magnésie par l'hydrocarbonate de magnésie.

L'hydrate de magnésie précipité a la forme gélatineuse transparente de l'empois d'amidon; il est bien moins sapide que la magnésie et l'hydrate obtenus à l'aide de l'eau et de l'oxyde de magnésie. Recueilli et mis à l'étuve, l'hydrate de magnésie précipité se dessèche en plaques cohérentes, qui ont toutes les propriétés physiques, sauf la dureté, du biscuit de porcelaine.

Cette magnésie se pulvérise facilement et donne une poudre que l'on peut comparer, pour la densité et l'aspect, à celle du sucre; sa saveur est peu sensible.

Elle fait effervescence avec les acides, ce qui prouve qu'elle s'est carbonatée pendant les différentes opérations qu'on lui a fait subir au contact de l'air. On peut éviter cet inconvénient, en faisant passer sur de la chaux l'air qui, pendant la dessiccation, doit arriver au contact de l'hydrate de magnésie; la chaux fixerait l'acide carbonique de l'air. L'hydrate de magnésie gélatineux est très soluble dans l'eau, ce qui rend son lavage difficile.

Sous forme de gelée, ce sel paraît devoir devenir, un jour, un agent thérapeutique précieux, en raison de son insipidité et de sa facile solubilité dans le suc stomacal, avec les acides duquel il se combine facilement.

Mêlé au sucre ou avec du sirop pour lui donner un goût agréable, il serait en état de produire l'effet médicamenteux qu'on en attend (1).

Chlorure de magnésium.

Le chlorure de magnésium hydraté, quoique rarement employé en pharmacie, est le seul qui présente pour nous quelque intérêt à cause de sa présence dans certaines eaux minérales; le chlorure de magnésium anhydre n'est pas utilisé en médecine.

Le chlorure de magnésium hydraté se prépare en saturant de l'acide chlorhydrique, étendu de 3 à 4 parties d'eau, par un léger excès d'hydrocarbonate de magnésie.

D'après les expériences de Laborde, le chlorure de magnésium, comme le chlorure de sodium, doit être rangé parmi les purgatifs, avec cette différence qu'il agirait surtout en excitant et en activant les contractions intestinales (2).

(1) Dorvault, Officine, 1880, p. 608.

(2) Laborde, De l'action physiologique du chlorure de magnésium, Soc. de biologie, 24, 31 mai 1879, et *Tribune médicale*, N°s 568, 572 (1872, 1879.)

Bromure de magnésium.

Ce sel doit son utilité à sa richesse en brome; il en contient 86,92 %. Le bromure de lithium en contient plus que lui 91,93 %.

Sulfate de magnésium.

Le sulfate de magnésium provoque l'exosmose aqueuse à travers les parois des vaisseaux capillaires, et devient par là un purgatif hydragogue. Le système nerveux intervient dans la production de ce phénomène; en effet, à la suite de l'action topique de l'opium sur la muqueuse, une solution de sulfate de magnésium n'a plus d'effet sur elle. Dans ce cas, la muqueuse intestinale stupéfiée ne sent plus l'action irritante du sel neutre et ne répond plus à la provocation par une diacrise exagérée; l'absorption n'est pas empêchée, et le sel passe, en notable proportion, dans la circulation sanguine.

L'effet purgatif serait dû à une irritation sécrétoire déterminée, directement ou par action réflexe, à la suite d'une impression faite sur la muqueuse digestive.

Le sulfate de magnésie possède un goût amer quelque peu nauséabond; ingéré sans correctif, il occasionne quelquefois des malaises et des envies de vomir : ces symptômes ne tardent pas à disparaître, en même temps que l'effet purgatif commence à se faire sentir. Les évacuations ont lieu sans beaucoup de coliques, et laissent à leur suite une tendance à la constipation.

Substances auxiliaires. — Le sulfate et le phosphate de soude, le sulfovinate de soude, le sulfate de potasse, le tar-

trate de soude et de potasse, le citrate de magnésie, les chlorures de magnésium et de sodium, et quelques autres sels neutres, sont des analogues et des auxiliaires du sulfate de magnésium.

L'eau, le froid, les substances tempérantes, rafraîchissantes, l'eau de laurier-cerise et les préparations de fleurs de pêcher sont des adjuvants du sel d'Epsom.

Enfin, le sulfate de magnésium est d'autant plus efficace comme purgatif, qu'il contient plus de chlorure de magnésium, impureté que l'on trouve toujours dans le sel du commerce (1).

Substances incompatibles. — Le chlorure de baryum, les alcooliques et les aromatiques, surtout aidés d'une température élevée, et principalement des narcotiques, parmi lesquels l'opium, sont des antagonistes du sulfate de magnésium.

Usages. — Le sulfate de magnésium est employé dans la médication évacuante ; on le prescrit à la dose de 35 à 45 grammes, pour les adultes, en dissolution dans une à trois verrées d'eau. On lui préfère, avec raison, les eaux minérales qui en contiennent assez. Elles sont beaucoup moins désagréables que les solutions de sulfate de magnésie.

Ce sel agit aussi comme purgatif, lorsqu'il est donné en lavement aux mêmes doses que ci-dessus ; dans ce cas, on l'associe quelquefois à d'autres purgatifs, par exemple : le séné, le sel de seignette et le sulfate de soude.

Le café noir, lorsque le malade doit prendre le sulfate de

(1) Gautier, Chimie minérale, p. 505.

magnésie comme purgatif, dissimule sa saveur. On a conseillé de l'associer au sel marin, dans le même but :

Sel marin.....	8 gr.
Sel d'Epsom	15 —

Dans ce mélange, la saveur du sulfate de magnésie disparaît en grande partie, surtout après quelque temps de contact (1).

Hydrocarbonate de magnésium.

L'hydrocarbonate de magnésie possède à peu près les mêmes propriétés thérapeutiques que l'oxyde ; il en diffère, cependant, par le dégagement d'acide carbonique en présence d'un acide moins volatil, tel que ceux du suc gastrique. Ce dégagement d'acide carbonique constitue un avantage, toutes les fois qu'il existe un certain degré d'irritabilité stomacale.

On l'administre ordinairement en poudre, à la dose de 0 gr. 50 à 5 gr., délayé dans l'eau ou enfermé dans du pain azime ou en tablettes :

Tablettes de magnésie.

Hydrocarbonate de magnésie.....	200 gr.
Sucre blanc.....	800 —
Mucilage de gomme adragante....	120 —

On fait des tablettes de 1 gr. ; chaque tablette contient 0 gr. 20 d'hydrocarbonate de magnésium.

L'hydrocarbonate de magnésium ne doit pas être employé dans le cas des empoisonnements par les acides, le dégagement d'acide carbonique qui se produirait, dans ce cas, est

(1) Stover. 1878, *The pharmaceut.*

suffisant pour déchirer les parois de l'estomac déjà corrodées par l'acide.

Le *bicarbonate de magnésie*, que l'on n'obtient d'ailleurs qu'en solution, n'a pas d'intérêt pour le pharmacien. On le trouve dans les eaux minérales.

Acétate de magnésium.

La solubilité de ce sel dans l'eau et dans l'alcool permet d'obtenir des solutions claires avec les élixirs, les vins, les sirops et les teintures. Il est laxatif (1).

Une solution chaude d'acétate de magnésium, traitée par un excès de magnésie, donne du *sous-acétate de magnésium*. Ce sel est un antiseptique et un désinfectant ; il conserve l'albumine, prévient la putréfaction de l'urine et du fromage ; il combat l'odeur fétide des pieds et des aisselles. On le trouve dans le commerce sous le nom de *Sinodor* (2).

Citrate de magnésium.

Le sulfate de magnésium a été pendant longtemps le seul purgatif magnésien employé ; mais depuis Rogé a fait entrer le citrate de magnésium dans la matière médicale (1847). Ce sel, dépourvu de saveur amère, est facilement accepté par les malades ; il purge sans donner ni soif, ni épreintes, et cause à peine quelques coliques très légères. La dose à laquelle on l'administre est de 45 gr. pour l'homme et de 40 gr. pour la femme. Le citrate de magnésium, lorsqu'il est mal préparé, a des effets tardifs, de sorte que le malade, n'obtenant pas l'action qu'il en attend, mange après avoir

(1) A.-F.-W. Meynaber, *Anner. J. Pharm.*, 1884, p. 471.
(2) Kubel, *Berichte*, 1881, xv, p. 684.

pris sa purgation et il survient, sous cette influence, une véritable superpurgation (1).

Le codex donne la formule d'une poudre pour limonade magnésienne :

Magnésie calcinée	6,50 gr.
Carbonate de magnésie	6 —
Acide citrique	30 —
Sucre	60 —
Alcoolature de zestes de citron.	1 —

Pulvérisez grossièrement le sucre et l'acide citrique, ajoutez les autres substances et enfermez la poudre dans un flacon à large ouverture, bouché; la dose ci-dessus représente 50 gr. de citrate de magnésium cristallisé (codex).

Limonade purgative au citrate de magnésie.

Acide citrique	30 gr.
Carbonate de magnésie	18 —
Eau distillée	300 —
Sirop de sucre	100 —
Alcoolature de zestes de citron.	1 —

Faites dissoudre l'acide citrique dans l'eau, ajoutez le carbonate de magnésie; lorsque la réaction sera terminée, filtrez la solution et ajoutez le sirop aromatisé.

Pour rendre cette limonade gazeuse, remplacez 2 gr. de carbonate de magnésie par 4 gr. de bicarbonate de soude, que vous introduirez dans la bouteille au moment de mettre le bouchon qui sera assujetti de la même manière que pour les eaux gazeuses. Les doses ci-dessus donnent une limonade contenant 50 gr. de citrate de magnésium.

(1) Dujardin-Beaumetz. Leçons de clinique thérapeutique, 1885, t. I, p. 681,

Pour obtenir une limonade à 40 gr., prenez:

Acide citrique.....	24 gr.
Carbonate de magnésie.....	14 gr. 40.

Pour une limonade à 30 gr., prenez:

Acide citrique.....	18 gr.
Carbonate de magnésie.....	10 gr. 80.

On peut édulcorer cette limonade avec du sirop d'orange, de groseille ou de cerise (codex).

On fait aussi des tablettes au citrate de magnésie, que l'on prescrit aux enfants.

Le citrate de magnésie effervescent de Draper n'est pas un citrate, mais un tartrate mélangé de citrate et de sulfate de magnésie; on le donne, à la dose de 30 à 60 gr., à boire par verrées, de demi-heure en demi-heure.

Tartrate de magnésium.

Il existe deux tartrates de magnésium:

1° *Le tartrate neutre* peu soluble; une partie est soluble dans 122 parties d'eau à 16° centigr.; une addition d'acide borique rend sa solubilité plus grande.

2° *Le tartrate acide ou bitartrate* cristallisé est plus soluble (une partie dans 52 d'eau à 16° centigr.). Pour obtenir la limonade au tartrate de magnésie, Garnier a proposé la formule suivante:

Carbonate de magnésie	15 gr.
Acide tartrique.....	22 gr.
Eau.....	600 gr.

Dissolvez, filtrez et édulcorez avec 60 gr. de sirop tartrique et aromatisez avec de l'essence de zestes de citron ou d'orange (1).

(1) Dujardin-Beaumetz, Leçons de clinique thérapeutique, 1885, t. I, p. 682.

Les limonades au tartrate et au bitartrate de magnésie ont été proposées par J. Aviat et Garnier, pour remplacer celles au citrate de la même base.

Le salicylate de magnésie est employé dans les cas où les autres salicylates sont indiqués; il agit comme le bromure, plutôt par son acide que par la base magnésienne.

CHAPITRE VI.

Du magnésium dans les eaux minérales et les eaux de mer.

Au point de vue de leur origine, les eaux minérales peuvent être divisées en deux séries :

1° *Eaux dites profondes, ou géologiques, ou d'épanchement.*
2° *Eaux superficielles, ou d'infiltration, ou de lixiviation.*

C'est dans ce dernier groupe que l'on rencontre le magnésium, constituant d'une part des eaux magnésiennes, et d'autre part entrant à titre secondaire dans la constitution des eaux auxquelles il vient ajouter des propriétés thérapeutiques moins importantes.

La présence du magnésium s'explique dans les eaux dites de lixiviation, car la chaux et la magnésie, appelées bases terreuses, tiennent, la première surtout, une trop grande place dans le sol pour ne pas être ramenées par presque toutes les eaux minérales superficielles, qui sont le résultat de l'infiltration des eaux pluviales dans les terrains de sédiment moyens ou superficiels, sous l'influence de l'acide carbonique entraîné par elles ou rencontré dans le sol.

On trouve le magnésium dans les eaux minérales sous trois formes :

1° *A l'état de chlorure.*
2° *A l'état de carbonate ou de bicarbonate.*
2° *A l'état de sulfate.*

Nous allons passer rapidement en revue les eaux miné-

rales dans lesquelles on trouve le magnésium sous l'une de ces formes.

Eaux chlorurées sodiques.

Dans les eaux chlorurées sodiques, on trouve surtout le magnésium à l'état de chlorure ou de bicarbonate, et quelquefois de bromure.

Les eaux de *Balaruc*, d'après Béchamp et Gautier (1861) contiennent 0,8890 de chlorure de magnésium et 0,8350 de bicarbonate ; celles de *Bourbon-Lancy* du bicarbonate seulement (Glenard, 1881). Dans les eaux de *Lamotte-les-Bains*, O. Henri (1842) a trouvé le magnésium à l'état de bicarbonate et de sulfate.

Les eaux de *Salies-de-Béarn* (Basses-Pyrénées) renferment d'après Garrigou, 6,792 de chlorure de magnésium et 3,750 de sulfate de magnésie.

Salin-Moutiers (Savoie) renferme 0,752 de sulfate de magnésie.

Voici, d'ailleurs, les eaux de cette série où l'on trouve du magnésium.

Bourbon-l'Archambault (Allier) ; *Bourbonne* (Haute-Marne) *Lamotte-les-Bains* (Isère) ; *Salins* (Jura).

Kreuznach (Prusse) ; *Hambourg* (Allemagne, Hesse, Hambourg) ; *Kissuigen* (Allemagne, Bavière) ; *Montécatini* (Italie, province de Lucques). Il faudrait citer toutes les eaux chlorurées sodiques.

Action des eaux chlorurées.

La constitution des eaux chlorurées demeure toujours identique grâce à leur stabilité et à la prédominance du chlo-

rure de sodium. Elles doivent aussi une partie de leurs propriétés aux quelques sulfates, à la silice, au fer, à la magnésie et au bicarbonate calcique, qui accompagnent presque toujours le chlorure de sodium. Quelques-unes renferment de l'acide carbonique qui ne semble jouer qu'un rôle secondaire. Dans la plupart des cas, l'action thérapeutique de ces eaux est telle, qu'il semble que l'on a affaire à une médication essentiellement iodurée ou bromurée, quoique l'iode ou le brome s'y laissent à peine déceler.

Les eaux chlorurées sont des eaux altérantes, employées avec succès dans la scrofule.

Leurs applications communes sont relatives au rhumatisme pour celles de haute thermalité, et aux maladies chirurgicales, comme les sulfurées, en vertu de leurs qualités reconstituantes et des propriétés cicatrisantes qu'elles partagent avec elles.

Eau de mer.

L'eau de mer peut être, à juste titre, considérée comme une eau chlorurée sodique, dans la composition de laquelle le magnésium entre pour une quantité notable. Il s'y trouve surtout à l'état de sulfate; le chlorure et le bromure y existent aussi, mais en quantité plus faible.

Si l'on examine la teneur en magnésium des eaux des différentes mers, on constate que le nombre qui la représente est variable.

Les eaux de la mer d'Azof n'en contiennent que 0,4010 (1).

L'Océan Atlantique en a 0,9568 (2).

La Manche 1,2305 (3).

(1) Göbel. *Poggendorff. s. ann. suppl.*, t. I, p. 187.
(2) Bibra, *Ann. der chem. et pharm.*, t. LXXVII, p. 90.
(3) Figuier et Mialhe, *Journal de pharm.*, t. XVII, p. 406.

Dans la Méditerranée, on en trouve davantage 3,0037 (1).

Enfin, la mer Morte 4,177 (2).

La composition des eaux des diverses mers varie avec le lieu où l'on a pris l'eau. Elle varie aussi avec la profondeur à laquelle on l'a puisée. Ainsi, la mer Morte, qui à la surface contient 4 gr. 177 de magnésium pour 27 gr. 018 de résidu fixe à 300 mètres de profondeur, a 41 gr. 428 de magnésium pour 278 gr. 135 de résidu fixe (1).

L'application thérapeutique des eaux de mer représente, suivant les cas, deux médications très différentes : les bains froids courts, à réaction vive, ou les bains tièdes prolongés, à propriétés altérantes.

Eaux mères.

L'emploi thérapeutique des eaux mères des salines constitue une médication employée depuis longtemps en Allemagne. En France, on ne lui a pas encore donné toute l'importance qu'elle mérite.

On désigne sous le nom d'eaux mères (*Mutter Lange* en allemand), le résidu de l'évaporation des salines où l'on exploite le chlorure de sodium pour la consommation générale. Ce résidu renferme, à un degré de concentration considérable, les principes solubles dont le chlorure de sodium s'est séparé par cristallisation, principes que l'on peut isoler dans un but industriel, par de nouvelles préparations (procédé Balard), mais dont le rapprochement donne aux eaux mères les propriétés thérapeutiques qui leur sont attribuées.

Les eaux mères, par leur origine, ne se trouvent qu'auprès des établissements thermaux formés par les salines industrielles, ou près de la mer.

(1) Laurent, *Journal de pharm.*, t. XXI, p. 93.
(2) Terreil, *Comptes rendus*, t. LXII, p. 1329.
(3) Terreil, *Loc. cit.*

Les eaux mères se présentent sous l'aspect d'un liquide sirupeux de couleur fauve ou brunâtre, sans odeur, d'une saveur âcre et très salée.

Les analyses de ces eaux présentent, comme les eaux salées dont elles proviennent, quelques dissemblances. Le chlorure de magnésium y est toujours, mais dans certains, comme les eaux mères des *Salins* (1); le chlorure de sodium prédomine: 157 gr. 980 sur 317 gr. 720 de matières solubles; dans celle de *Bex*, c'est le chlorure de magnésium (142 gr. 80 sur 292 gr. 49) (2); de même que dans celles de *Manheim* (249 gr. 0303 sur 4 litres d'eau mère (3).

Dans les eaux de *Kreuznach* on trouve 205 gr. 4300 de chlorure de calcium, tandis qu'on n'y rencontre plus que 7 gr. 8567 de chlorure de sodium et 5 gr. 0042 de chlorure de magnésium (4).

Pour les bromures, il y a également quelques différences; l'iode ne s'y trouve qu'à l'état de traces. Dans les eaux de *Bex,* on a pourtant pu doser l'iode (0,08 d'iodure de magnésium).

L'analyse des bromures, comme celle des chlorures, nous présente quelques divergences.

Les eaux de *Bex* en offrent la moindre proportion, 0 gr. 65. Dumas, Fabre et Pelouze accordent 2 gr. 700 de brome à celles de *Salins.*

L'analyse de Buquet en signale 0 gr. 55 dans les eaux de *Montmorot* (Allier).

(1) Dr Germain. Sources minérales. eaux mères sodo-bromurées de la saline des Salins (Jura), Paris 1854.

(2) Compte rendu des eaux de Lavey pendant la saison de 1841, par H. Lebert, Lausanne 1842, p. 6;

(3) Dr Rotureau, Etudes sur les eaux minérales de Manhein, Paris 1856, p. 6.

(4) St-Prieger. Observations pratiques sur les eaux minérales de Kreuznach. 1847, p. 2.

Les analyses de Figuier et Mialhe, 2 gr. 33 à celles de *Salies* (Béarn) (1).

Dans les eaux de *Kreuznach*, d'après Ozann, on trouve :

Bromure de calcium..	44 gr.
Bromure de magnésium	12 gr.

Figuier et Mialhe ont réduit ces quantités à 11 gr. 3, (bromure de magnésium 2, 6 et bromure de sodium 8, 7).

Quant à *Manheim*, Figuier et Mialhe donnent 4,04 de bromure par litre.

Les eaux mères sont des agents médicamenteux énergiques. Elles sont utilisées en thérapeutique dans le traitement de la scrofule. On ne les utilise pas, ou fort peu, pour l'usage interne ; elles sont mélangées aux bains minéraux par proportion de 4 à 10 gr. ou 30 gr. (2).

Eaux carbonatées.

C'est surtout dans les eaux bicarbonatées que l'on trouve la magnésie sous forme de bicarbonate et à dose assez faible. Les eaux bicarbonatées sodiques les plus connues sont :

Les eaux du *Boulou* (P.-O); *Châteauneuf* (Puy-de-Dôme); *Sail-sous-Couzan* (Loire); *Vals* (Ardèche) ; *Vichy* (Allier).

Ces eaux sont utilises dans les maladies de l'estomac, et servent à combattre la diathèse rhumatismale et goutteuse.

Dans les eaux bicarbonatées calciques, on trouve aussi le bicarbonate de magnésie. Dans les eaux de ce groupe, nous citerons :

Alet (Aude), eaux digestives ; *Boudonneau* (Drôme) ; *Lon-*

(1) Figuier et Mialhe, Examen comparatif des principales eaux minérales de l'Allemagne et de France, 1848.

(6) Dr Durand-Fardel. Traité des eaux minérales de France et de l'étranger, et de leur emploi dans les maladies chroniques, p. 119.

caude (Hérault); *Oriol* (Isère); *Rouza* (Puy-de-Dôme); *Saxon* (Suisse).

Les eaux bicarbonatées mixtes sont dans le même cas. *Avesnes*, *Lamalou* (Hérault); *Celles* (Ardèche); *Pougues* (Nièvre); *Soulzmatt* (Alsace).

Dans les eaux digestives ou de table, on trouve encore la magnésie à l'état de bicarbonate.

Bussang (Vosges); *Chatedon* (Puy-de-Dôme); *Condillac* (Drôme); *Dessaigues* (Ardèche); *Renaison*, *St-Galmier* (Loire); *St-Pardoux* (Allier).

Dans les eaux bicarbonatées et chlorurées, la magnésie est à l'état de bicarbonate et de chlorure, toujours à dose faible.

Châtel-Guyon, *Rogat*, *Vic-le-Comte* (Puy-de-Dôme), *Vic-sur-Cire* (Cantal), *Ems* (Allemagne, Nassau).

Dans les eaux bicarbonatées sulfatées, on trouve du bicarbonate de magnésie et du sulfate de magnésie. *Contrexeville*, *Vittel* (Vosges); *Sermaize* (Marne); *Rippoldsau* (Allemagne, Bade).

Les eaux bicarbonatées chlorurées sulfatées, qui sont toutes d'une région étrangère, contiennent de la magnésie à l'état de carbonate.

Carlsbad, *Franzesbad*, *Marienbad* (Bohème).

Eaux sulfatées magnésiennes.

Jusqu'à présent, toutes les eaux minérales que nous avons étudiées doivent leurs propriétés surtout aux acides; dans les eaux sulfatées, la base est prépondérante. Si elles sont sodiques ou magnésiennes, elles sont laxatives ou purgatives; si elles sont calciques, elles représentent la médication calcique, médication d'ailleurs assez difficile à définir en hydro-

logie, mais qui vient bien confirmer cette opinion, que c'est surtout par les bases que les eaux sulfatées agissent.

Dans les eaux sulfatées calciques, la magnésie existe soit à l'état de sulfate (c'est le cas le plus général), soit à l'état de chlorure *Saint-Amand* (Nord), *Bath* (Angleterre).

C'est surtout dans les eaux sulfatées magnésiennes que l'action de la magnésie est caractéristique. Ces eaux sont purgatives.

Voici celles qui possèdent la plus grande notoriété :

Montmirail (Vaucluse). – Eau verte, température froide, contient, d'après O. Henri, 9 gr. 31 de sulfate de magnésie, 5 gr. 06 de sulfate de soude et 1 gr. de sulfate de chaux pour 17 gr. de résidu fixe.

Cruzy (Hérault). — Cette eau minérale sourd au fond d'un puits de 14 mèt. de profondeur, au fond d'une carrière abandonnée de gypse, par un petit trou de sonde dans une couche verticale d'anhydrite. Les crevasses du voisinage sont remplies de sulfate de magnésie cristallisé.

Elle renferme 88 gr. de sulfate de magnésie en solution pour 100 gr. de résidu et 1 litre d'eau (École des mines 1883) (1).

Ydes, près de Mauriac (Cantal), ne renferme que 1 gr. 212 de sulfate et un peu de bicarbonate.

Bagnères-St-Félix (Lot). — 1 gr. seulement de sulfate de magnésie.

St-Méjean, près Roujan (Hérault), est une source ferrugineuse acidule avec une quantité notable de sulfate de magnésie (Boué, 1883). Elle sort d'un amas gypseux qui rappelle ceux de Fitou et de Cazouls.

L'*eau de Sedlitz*, près de Prague, contient, pour 1000, 28 gr. 2 de sulfate de magnésie cristallisé.

(1) Braconnier, Note sur l'eau minérale sulfatée magnésienne de Cruzy (Hérault). — *Ann. de minér.* 1885, p. 143,

L'*eau de Seidschütz* en possède à peu près autant.

L'*eau de Pullna* (Bohème) a 12 gr. 1209 de sulfate de magnésie.

L'*eau d'Epsom*, près de Londres, 30 pour 1000 de sulfate de magnésie.

L'*eau d'Hunyadi-Janos*, 18 gr. 450 de sulfate de magnésie.

L'*eau de Friedrichshalt*, 23 gr. d'un mélange de sulfate et de chlorure de magnésie.

Les *eaux de Rubinat* (Espagne), très salines, contiennent jusqu'à 103 gr. 8 de sels, dont 3 gr. 27 de sulfate de magnésie.

Eaux magnésiennes artificielles.

On donne lu nom d'eaux minérales artificielles à des solutions aqueuses destinées à remplacer les eaux minérales naturelles, bien que ce but ne soit jamais atteint.

Le codex se borne, pour le choix de l'eau qui doit servir de véhicule, à prescrire une eau potable de bonne qualité; il recommande d'éviter d'une façon absolue l'emploi des eaux séléniteuses.

Nous donnerons seulement les formules adoptées par le codex pour la préparation des eaux magnésiennes artificielles.

Eau acidule saline.

Chlorure de calcium	0,33
Chlorure de magnésium	0,27
Chlorure de sodium	1,10
Carbonate de soude cristallissé	0,90
Sulfate de soude	0,10
Eau gazeuse simple	650 gr.

Faites dissoudre dans une petite quantité d'eau, d'une part,

les sels de soude, et, d'autre part, les chlorures terreux; versez les solutions dans une bouteille de 65 centilitres que l'on remplit avec de l'eau gazeuse simple. Bouchez, en ayant soin de bien assujettir le bouchon, et conservez dans un lieu frais.

Cette eau saline remplit à peu près les mêmes indications que les eaux naturelles de Seltz, Condillac, Renaison, Saint-Galmier, etc.

Eau de Sedlitz.

Sulfate de magnésie cristallisé .	30 gr.
Eau gazeuse simple	650 —

Faites dissoudre le sulfate de magnésie dans une petite quantité d'eau ; filtrez la solution ; versez-la dans une bouteille et remplissez-la d'eau gazeuse.

L'eau saline purgative peut être rendue gazeuse au moyen de l'acide carbonique, dégagé du bicarbonate de soude par l'acide tartrique. Pour cela, employez la formule suivante:

Sulfate de magnésie.	30 gr.
Bicarbonate de soude	4 —
Acide tartrique en cristaux.	4 —
Eau distillée	650 —

Dissolvez le sulfate de magnésie et le bicarbonate de soude; filtrez la solution, mettez-la dans la bouteille et ajoutez l'acide tartrique; bouchez aussitôt et fixez le bouchon.

On peut préparer de même des eaux de Sedlitz artificielles à 45 et 60 gr. ou à des doses plus faibles.

Le formulaire des hôpitaux remplace l'acide tartrique par l'acide sulfurique à 1,84 D, 3 gr. 50 pour 6 gr. de bicarbonate de soude (1).

(1) E. Soubeiran et Regnault, 8me édition, t. II, p. 889.

Eau alcaline gazeuse.

Bicarbonate de soude	3,12
Bicarbonate de potasse	0,23
Sulfate de magnésium	0,35
Chlorure de sodium	0,08
Eau gazeuse simple	650 gr.

Faites dissoudre les sels dans une petite quantité d'eau ; versez le soluté dans une bouteille de 65 centilitres environ, que vous remplirez d'eau gazeuse simple. Bouchez et fixez le bouchon.

Cette eau alcaline gazeuse peut être prescrite dans les mêmes circonstances que les eaux de Vichy, de Vals, etc.

Eau magnésienne.

Sulfate de magnésie	53 gr.
Carbonate de soude cristallisé	70 —

Faites dissoudre séparément chacun des deux sels dans une quantité d'eau suffisante ; filtrez ; introduisez la solution de sulfate de magnésie dans une capsule de porcelaine ou dans une bassine d'argent ; portez à l'ébullition ; ajoutez la solution de carbonate de soude, et faites bouillir jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'acide carbonique. Laissez déposer ; décantez la liqueur surnageante et lavez avec soin le précipité d'hydrocarbonate de magnésie. Délayez ce précipité dans 650 gr. d'eau, puis introduisez le mélange liquide dans l'appareil à eaux minérales, pour le saturer d'acide carbonique. Après l'avoir laissé pendant 24 heures en contact avec un excès de ce gaz, retirez-le de l'appareil, passez-le à tra-

vers une étoffe de laine, afin de séparer la partie qui n'est pas dissoute; remettez dans l'appareil le liquide filtré; sursaturez-le d'acide carbonique; puis introduisez-le dans des bouteilles.

L'eau magnésienne, ainsi préparée, contient une quantité de magnésie correspondant à 20 gr. d'hydrocarbonate.

FIN.

Vu et permis d'imprimer :
Montpellier, le 6 mars 1888,
Le Recteur de l'Académie,
Correspondant de l'Institut,
G. CHANCEL.

Vu :
Montpellier, le 5 mars 1888.
Le Directeur de l'Ecole,
J.-E. DIACON.

LISTE DES PRÉPARATIONS

Magnésie calcinée.

Sulfate de magnésie.

Azotate de magnésie.

Phosphate de magnésie.

Chlorure de magnésium.

Citrate de magnésie.

Tartrate de magnésie.

Ricinoléate de magnésie.

Phosphate ammoniaco-magnésien.

INDEX BIBLIOGRAPHIQUE

H Lecocq. — Des eaux minérales considérées dans leurs rap. avec la chim. et la géologie.

A. Gubler. — Commentaires thérapeutiques du Codex médicamentarius.

E. Jungfleisch. — Manipulations de chimie.

Ed. Willm. — Dictionnaire de chimie pure et appliquée de Ad. Wurtz.

E. Grimaud. — Chimie organique.

E. Soubeiran et Regnault. — Traité de pharmacie.

R. Engel. — Chimie médicale et biologique.

A. de Lapparent. — Traité de géologie.

A. de Lapparent. — Traité de minéralogie.

Dujardin-Beaumetz. — Leçons de clinique thérapeutique.

Rabuteau. — Traité de thérapeutique et de pharmacologie.

Guibourt et Planchon. — Histoire naturelle des drogues simples.

Gautier. — Chimie minérale.

Terreil. — Traité pratique des essais au chalumeau.

Lami. — Dictionnaire de l'industrie.

Troost. — Traité de chimie.

Debray. — Cours de chimie.

Pelouze et Fremy. — Chimie inorganique.

Codex medicamentarius 1884.

Girardin. — Leçons de chimie élémentaire appliquées aux arts industriels.

L. Soubeiran. — Traité de minéralogie, de géologie et des eaux minérales.

L. Soubeiran. — Dictionnaire des falsifications et des altérations des aliments et des médicaments.

Chevalier et Baudrimont. — Dictionnaire des falsifications.

Beudant. — Minéralogie.

Durand-Fardel. — Traité des eaux minérales.

Nivoit. — Encyclopédie chimique de Fremy.